रसायन-विज्ञान

भाग 1

उच्चतर माध्यमिक स्कूलों के लिए पाठ्यपुस्तक

टी० आर० शेषाद्रि
प्रोफेसर एमेरिटस
रसायन-विज्ञान विभाग
दिल्ली विश्वविद्यालय
दिल्ली

बलभद्र प्रसाद
(भूतपूर्व उपकुलपति)
इलाहाबाद विश्वविद्यालय
साइंस कालेज
पटना

बी० डी० जैन
प्रोफेसर, रसायन-विज्ञान विभाग
दिल्ली विश्वविद्यालय
दिल्ली

एन० व्ही० सुब्बा राव
प्रोफेसर, रसायन-विज्ञान
और विभागाध्यक्ष
उस्मानिया विश्वविद्यालय
हैदराबाद

रसायन-विज्ञान

भाग 1

उच्चतर माध्यमिक स्कूलों के लिए पाठ्यपुस्तक

राष्ट्रीय शैक्षिक अनुसंधान और प्रशिक्षण परिषद्

अप्रैल 1974 : चैत्र 1896

P. D. 10 T.

मूल्य : रु० 3.00

प्रकाशन विभाग में श्रीमती अंजनी दयानन्द, सचिव, राष्ट्रीय शैक्षिक अनुसंधान और प्रशिक्षण परिषद्, राष्ट्रीय शिक्षा संस्थान भवन, श्री अरविन्द मार्ग, नई दिल्ली 16 द्वारा प्रकाशित तथा कैक्स्टन प्रेस, रानी झांसी रोड, नई दिल्ली में मुद्रित।

प्रस्तावना

विद्यार्थियों को सही तरह से विज्ञान पढ़ाने के लिए और उनमें विज्ञान के प्रति रुचि उत्पन्न करने के लिए एक अच्छे अध्यापक के बाद एक अच्छी पाठ्यपुस्तक की ही सबसे ज्यादा जरूरत होती है। पाठ्य-पुस्तक को न केवल पठनीय और सुबोध होना चाहिए ताकि वह विद्यार्थी को ज्ञात से अज्ञात की ओर ले जाए, बल्कि उसे स्थानीय जरूरतों और परम्पराओं के अनुकूल पाठ्यचर्या की आवश्यकता की भी पूर्ति करने वाला होना चाहिए।

रसायन-विज्ञान अनिवार्यतः एक प्रयोगात्मक विज्ञान है और इसलिए यदि उपयुक्त प्रयोगों की सहायता से इसे पढ़ाया जाए और उसके प्रयोगों को कार्यान्वित करने की विधियों का विवरण भी दिया जाए तो उसको समझना आसान हो जाता है। यद्यपि विज्ञान सार्वभौम होता है तथापि स्थानीय उपलब्ध सामग्री और परिचित उदाहरणों की सहायता से उसको पढ़ाना आसान भी और शैक्षिक सिद्धांतो के उपयुक्त भी है।

सामान्यतः ऐसा महसूस किया जाता है कि भारतीय स्कूलों में रसायन-विज्ञान का अध्यापन समुचित रूप से नहीं हो सका है। इसका कारण पढ़ाने की इस विधि का अभाव तथा पाठ्यपुस्तकों का उपलब्ध न होना रहा है। इसके अलावा हमारे स्कूलों में अच्छे अध्यापकों का अभाव भी सर्वविदित है। इसीलिए उपयुक्त नियोजित पाठ्यपुस्तकों द्वारा इस कमी को पूरा करने की जरूरत का सुझाव दिया गया है।

इसी पृष्ठभूमि को ध्यान में रखकर प्रस्तुत पुस्तक तैयार की गई है। इसमें पाठ्यसामग्री को उपयुक्त प्रयोगो और उदाहरणों की सहायता से विकसित किया गया है। रसायन-विज्ञान से परिचय कराने के लिए हवा और पानी जैसे सुपरिचित पदार्थों को प्रारम्भ बिंदु बनाया गया है।

तत्वों, यौगिकों, मिश्रित पदार्थों, अम्लों, क्षारों और लवणों से सम्बद्ध सिद्धांतों को समझाने के लिए परिचित पदार्थों के उदाहरणों को लिया गया है। प्रयोगों में काम आने वाले उपकरणों को सीधी-सादी डिजायनों को भी दिया गया है। ये प्रयोग स्वयं विद्यार्थियों द्वारा सुविधा से किए या अध्यापकों द्वारा दिखाए जा सकते हैं।

यह पाठ्यपुस्तक की तीन वर्षीय उच्चतर माध्यमिक कक्षाओं के लिए तैयार की गई है। इसका पहला भाग कक्षा नौ, दूसरा कक्षा दस और तीसरा कक्षा ग्यारह के लिए है।

भाग एक में विभिन्न प्रकार के पदार्थों से परिचित कराया गया है और सामान्य वस्तुओं की प्रारम्भिक रासायनिक जानकारी दी गई है तथा रसायन-विज्ञान का आणविक और परमाणविक आधार बताया गया है। इस भाग द्वारा रसायन-विज्ञान के मूलभूत सिद्धांतों का प्रारंभिक परिचयात्मक ज्ञान कराया गया है। भाग एक में बताई गई सामान्य धातुओं, अधातुओं, लवणों और कार्बनिक यौगिकों को सामान्यतः स्कूल के संग्रहालय में आसानी से उपलब्ध होना चाहिए और पढ़ाने में उनका उपयोग भी किया जाना चाहिए।

पाठ्यपुस्तक का भाग दो तैयार हो चुका है व भाग तीन तैयार किया जा रहा है। भाग दो में भौतिक नियमों को रसायन विज्ञान में लागू किया जाना समझाया गया है। उनको लागू करने की क्रिया को समझने के लिए अपेक्षित कुछ महत्त्वपूर्ण तत्वों और उनके यौगिकों के रसायन को भी उसमें लिया गया है।

भाग तीन में भी आवर्त सारणी के प्रकाश में तत्वों के रसायन के वर्णन दिए जाएंगे। इसके साथ ही उसमें प्रारम्भिक कार्बनिक रसायन-विज्ञान को विशिष्ट कार्बनिक यौगिकों के दृष्टिकोण से समझाया जाएगा।

हर अध्याय के अंत में प्रश्नों के साथ संक्षिप्त सारांश भी दिया गया है ताकि अध्याय में पढ़ी गई पाठ्यवस्तु का दोहराना हो जाए। पुस्तक के अंत में परिशिष्ट के रूप में कुछ महत्वपूर्ण वस्तुपरक शैली के प्रश्न दिए गए हैं। आशा है कि ये विद्यार्थियों और अध्यापकों द्वारा उपयोगी सिद्ध होंगे।

इस शताब्दी के दौरान रसायन-विज्ञान में बड़ी तेजी से प्रगति हुई है और अनेक विचारों व संकल्पनाओं में परिवर्तन हुए हैं। बहुत-से मामलों में स्पष्टीकरण अधिक तर्कसंगत और सरल हो गए हैं। ये परिवर्तन अब भी हुए चले जा रहे हैं। फलस्वरूप समय-समय पर पाठ्यपुस्तकों में काफी परिवर्तन-संशोधन करने पड़ते हैं। सम्पादक मंडल को उम्मीद है कि इस पाठ्यपुस्तक से आज की जरूरतें पूरी हो सकेंगी और यह पूरे देश में एक मानक स्थापित कर सकेगी। पाठकों से निवेदन है कि वे जो भी सुझाव और समीक्षाएं उचित समझें, हमारे पास भेजें।

विषय-सूची

नोट : परिचय के शीर्षक पृष्ठ 1 पर **द्रव्य** के स्थान पर **द्रव** छप गया है, उसे पाठक कृपया ठीक कर लें।

परिचय

द्रव और इसके रासायनिक प्रकार

इस विश्व की रचना भाँति-भाँति के पदार्थों से हुई है। इनमें से कुछ की रचना सरल है और इन्हें ऐलिमैंट्स या मूलतत्व कहते हैं, कुछ अन्य हैं जो जटिल किस्म के यौगिक हैं। कुछ और भी हैं जो इनके मिश्रण हैं। इनमें से जो सरल और सुलभ हैं उनसे रासायनिक प्रकारों और रासायनिक सिद्धांतों के समझने में सहायता मिलती है। इनमें से ये वस्तुएँ सबसे सुलभ हैं :

1. *वायु* : यह विभिन्न मूलतत्वों और कुछ यौगिकों का एक प्ररूपी मिश्रण है।

2. *जल* : यह भी एक प्ररूपी यौगिक है किन्तु रचना में अपेक्षाकृत सरल है।

3. *कार्बन, गंधक और फॉस्फोरस* : ये तीन ऐसे मूलतत्व हैं जो नित्य के जीवन में बहुत सामने आते हैं। ये प्ररूपी अधातुएँ है और ये अम्लीय ऑक्साइड बनाते है।

4. *धातुएँ* : ये अलग श्रेणी में आती है और क्षारकीय ऑक्साइड बनाती है, जो प्रायः अम्लों में घुल जाते है और लवण बनाते है। सबसे अधिक प्रयोग में आने वाली धातुएँ हैं; सोना, चाँदी, ताँबा, राँगा, एल्यूमिनियम, पारा, सीसा और लोहा। ये धातुओं के प्ररूपी गुणों और उनके महत्वपूर्ण उपयोगों को प्रकट करती हैं।

5. *लवण*: ये तब बनते है जब धातुओं और अम्लों की एक दूसरे पर अभिक्रिया होती है।

6. *कार्बनिक पदार्थ* : ये कार्बन के यौगिक है।

आगे आने वाले अध्यायों से इन पदार्थों का, इनकी रासायनिक प्रकृति, इनकी रचना और गुणों का, इनके उपयोगों का और उन रासायनिक सिद्धांतों का वर्णन है जो इनके उदाहरणों से समझाए जाते हैं।

अध्याय 1

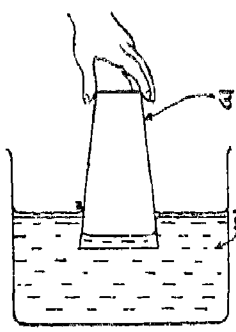
वायु

1.1 वायु द्रव्य है

हम सब वायु से तो परिचित ही है जिसमें हम सदा साँस लेते रहते हैं। पृथ्वी के चारो ओर वायुमंडल है और यह हर जगह एक-सा होता है चाहे मैदान हो या समुद्र या पहाड़। वायु वर्णहीन या बिना रंग की होती है, देखी नही जा सकती। किन्तु इसके अस्तित्व को अनुभव किया जा सकता है और प्रयोग द्वारा दिखाया भी जा सकता है; जैसाकि नीचे के तीन प्रयोगो में बताया गया है।

प्रयोग 1

काँच की एक द्रोणी (ट्रफ) में कुछ पानी भरो और फिर जैसाकि चित्र-1 में दिखाया गया है, एक गिलास को उल्टा करके पानी में डुबाओ। पानी की सतह से गिलास को नीचे की ओर दबाओ। आप देखेंगे कि गिलास में पानी ऊपर नही चढ रहा है। इससे यह प्रकट होता है कि गिलास में कोई गैस है जो पानी को अपनी जगह लेने से रोकती है। यह गैस वायु ही है और यह संपीडन का प्रतिरोध करती है।



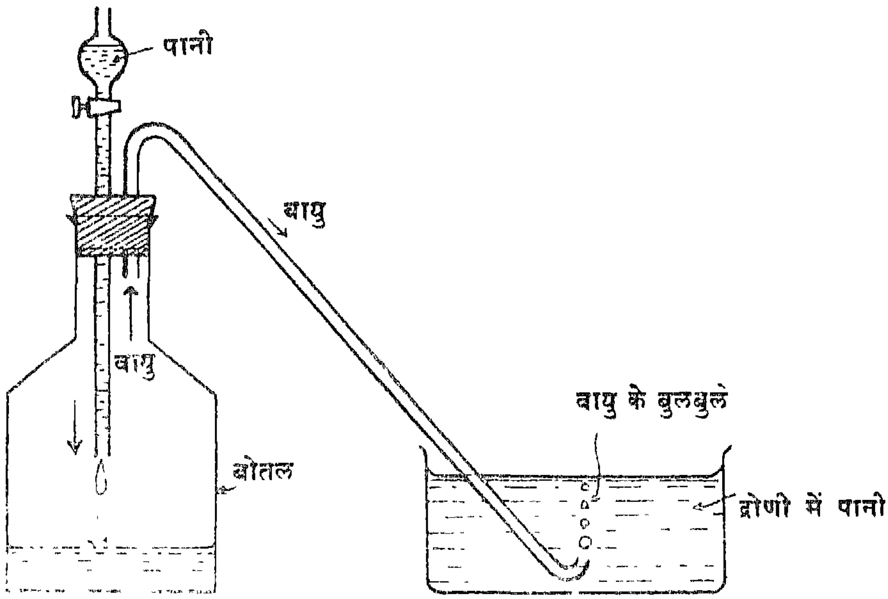
चित्र-1. *वायु संपीडन का प्रतिरोध है*

प्रयोग 2

जैसाकि चित्र-2 म दिखाया गया है, उपकरण को उसी ढंग से सजाइए। निकासनली के सिरे को पानी से भरी द्रोणी में डुबाइए। अब टैप-फनल में से कुछ पानी गिराइए। आप देखेंगे कि पानी में डूबी नली से बुलबुले निकल रहे है। इससे यह प्रकट होता है कि बोतल में वायु थी जिसका स्थान ऊपर से छोड़े हुए पानी ने ले लिया।

प्रयोग 3

मोटे काँच की गोल नली की बोतल लीजिए। उसके मुँह मे रबड़ की डाट लगाइए जिसमें एक काँच की नली फँसी हो (चित्र-3)। इसके ऊपर रबड़ की नली और पिंच-काक लगी हो। आधी बोतल पानी से भरिए (पिंच-काक या दाबक रोधनी) को खोल कर बोतल के पानी को खोलाइए। जब इसमें से भाप



चित्र-2. *वायु स्थान घेरती है (पानी द्वारा विस्थापन)*

निकलने लगे और बोतल के भीतर की वायु का स्थान भाप ले ले तो पिंच-काक को बंद कर दीजिए। अब बोतल को ठंडा होने दीजिए। बोतल के भीतर की भाप संघनित हो जाएगी और वैक्यूम निर्मित हो जाएगा। बंद बोतल को तौल लीजिए। अब पिंच-काक को खोल दीजिए। खोलते ही सू-सू जैसी ध्वनि निकलेगी। यह सूँ-सूँ वायु के भीतर जाने के कारण हो रही है। अब फिर से बोतल को तौलिए। आप पाएँगे कि बाद मे तौलने पर बोतल पहले से भारी है।

इन परीक्षणों से पता चलता है कि वायु स्थान घेरती है और इसमें भार होता है जैसाकि हर प्रकार के द्रव्य में होता है।

वायु को सर्व प्रथम सन 1654 में ओटोवान गेरिक ने तौला था। पहले उसने एक खोखले गोल को प्रकृत रूप में तौला और फिर पंप से उसकी सारी हवा निकाल कर तौला। इस प्रकार उसने वायु के भार का मोटा-सा अनुमान लगाया।

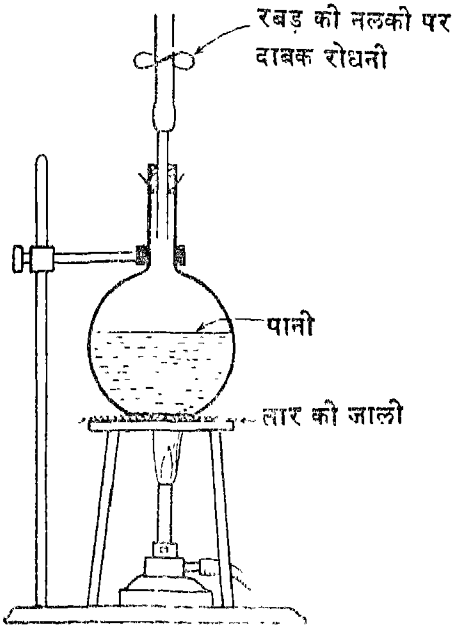
सामान्य स्थितियों में एक लीटर वायु का भार लगभग 1.293 ग्राम होता है।

1.2 वायु एक महत्वपूर्ण रासायनिक पदार्थ है

वायु के बिना जीवन संभव नहीं। मनुष्य और पशु सभी को साँस लेने के लिए इसकी आवश्यकता है। बढ़ने के लिए पौधों को भी वायु चाहिए। जलने के लिए भी वायु अनिवार्य है। यह सब कुछ परीक्षण के तौर पर पहली बार सन 1660 में राबर्ट बायल ने कई प्रकार की चीजें निर्वातित वाहिका में रखकर प्रदर्शित किया था।

1.3 वायु एक मिश्रण है

अठारहवीं शताब्दी के मध्य तक भारतवासी और संसार के अधिकांश लोग वायु को पाँच तत्वों में से एक तत्व मानते थे। अन्य तत्व पृथ्वी, जल, अग्नि और आकाश (ईथर) थे। उनका विचार था कि इन पाँचों तत्वों के भिन्न-भिन्न मात्रा में मिलने से संसार के सब प्रकार के पदार्थ बनते हैं। धीरे-धीरे यह प्रकट हुआ कि वायु सरल पदार्थ नहीं है। सन 1757 में एक स्काटिश रसायनज्ञ जोसफ ब्लैक ने यह देखा कि वायु का बहुत थोड़ा-सा अंश क्षार की सहायता से निकाला जा सकता है। उसने इस वायु को 'फिक्स्ड एयर' का नाम दिया। इसका कारण यह था कि यह तब बनती थी जबकि चूने के पत्थर जैसे किसी खनिज को गर्म किया जाए। यह बहुत कुछ उस गैस की तरह थी जो साँस के साथ बाहर निकलती है या ईंधन



चित्र-3 वायु में भार होता है और दाब डालती है

के जलने में निकलती है। अब इस गैस को कार्बन डाइऑक्साइड कहा जाता है। सामान्य वायु में कार्बन डाइआक्साइड रहती है। इसे निम्नलिखित प्रयोग द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है।

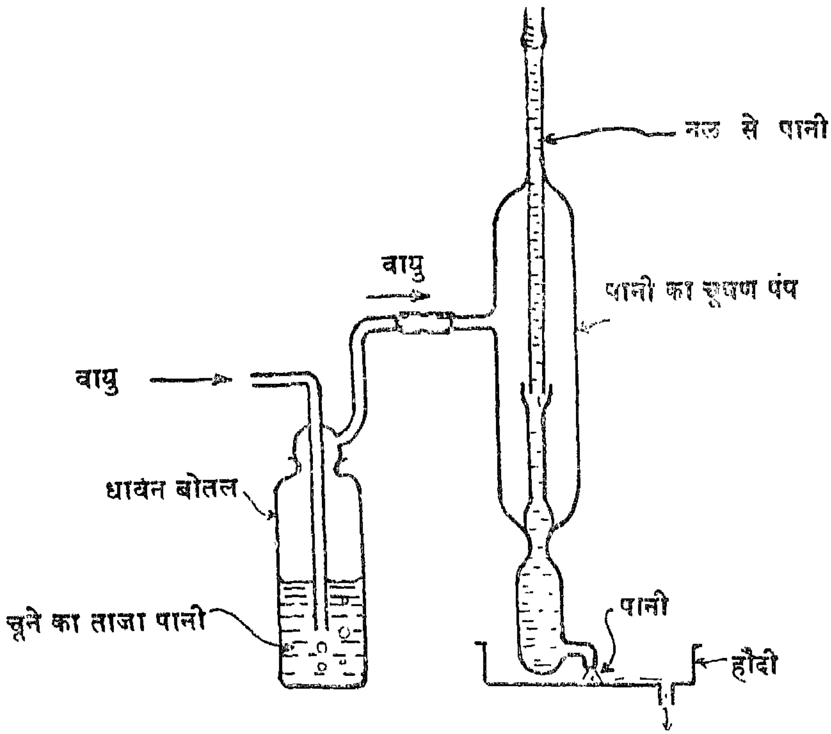
प्रयोग 4

गैस धोने की एक बोतल में थोड़ा-सा चूने का पानी लीजिए। इसका एक सिरा छानने (फिल्टर) के पंप से जुड़ा हो और एक वायु के लिए खुला हो, जैसा चित्र-4 में दिखाया गया है। पंप को चला दीजिए। थोड़ी देर में दिखाई देगा कि चूने का पानी दूधिया होने लगा है। यह वायु में मिली हुई कार्बन डाइआक्साइड के चूसे जाने के कारण चूने के पानी पर उसकी अभिक्रिया के कारण हुआ।

सन 1770–1777 के बीच बहुत-से वैज्ञानिकों ने यह सिद्ध किया कि वायु के मुख्यतः दो अंश होते हैं। एक वह जिससे जलने में सहायता मिलती है और दूसरा वह जिससे ऐसा नहीं होता। सन 1770 में कार्ल विलहेम शील ने यह देखा कि लोहे की भीगी हुई रेतनों के संपर्क में रखने से बंद वायु की मात्रा में कुछ कमी हो जाती है।

प्रयोग 5

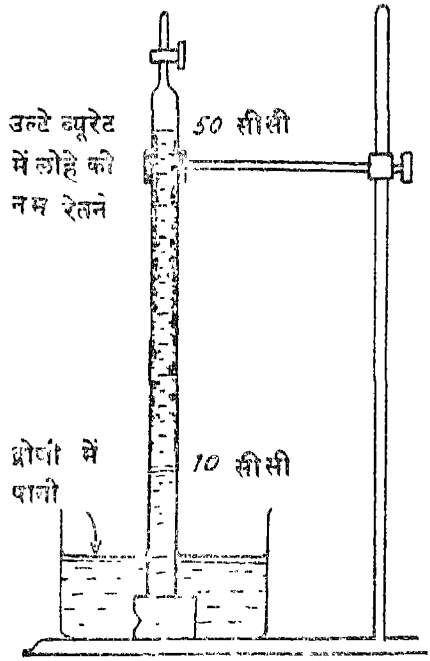
एक ऐसे ब्यूरेट को लेकर जिसके भीतर की तरफ कुछ गीली लोहे की रेतनें चिपकी हों, पानी की द्रोणी में छेददार आसन पर उलट कर चित्र-5 की तरह लगाइए। पानी का स्तर शून्य के निशान पर रखिए। ब्यूरेट की स्टाप-काक या रोधनी को बंद करके उपकरण को कई दिन तक ऐसा ही रखे रहने दीजिए। आप देखेंगे कि लोहे की रेतनों पर जंग लगने लगी है और पानी ब्यूरेट में ऊपर चढ़ता जा रहा है और शून्य के निशान से ब्यूरेट के पैमाने पर पाँचवें भाग तक चढ़ गया है। जब पानी ब्यूरेट में ऊपर चढ़ना बंद हो जाए



चित्र-4. *वायु में कार्बन डाइआक्साइड रहती है*

तो ब्यूरेट की बची हुई वायु की परीक्षा कीजिए। इसके लिए ब्यूरेट को पानी से निकाल कर जलती हुई लकड़ी की चिपटी ब्यूरेट में डालिए। आप देखेंगे कि लकड़ी बुझ जाएगी। इससे यह ज्ञात होता है कि बची हुई गैस जलने में सहायता नहीं करती और जिससे यह प्रकट होता है कि वायु में (i) वह क्रियाशील गैस होती है जो जंग लगने से सोख ली जाती है (वायु का लगभग पाँचवाँ भाग) और (ii) बची हुई अक्रिय गैस (जो वायु का 4/5 भाग होती है)।

शील ने सोखी जाने वाली वायु को *अग्नि वायु* (फायर एयर) और शेष वायु को *दुर्वायु* (फाउल एयर) नाम दिया क्योंकि अग्नि वायु से जलने में सहायता मिलती है और लोहे को जंग लग जाता है और दुर्वायु से ऐसा नही होता। सन 1772 में जोसेफ प्रिस्टले ने पता लगाया कि वायु का लगभग 20 प्रतिशत सक्रिय होता है। यद्यपि इन सब परीक्षणों से यही प्रकट होता था कि वायु दो से अधिक द्रव्यों का मिश्रण है किन्तु इनमें से किसी भी वैज्ञानिक ने ऐसा कहने का साहस नहीं किया। आखिर सन 1777 में एनताइन लाभोजियर ने ही यह घोषणा की कि वायु एक मिश्रण है। उसने बहुत उच्च कोटि का परीक्षण किया जिससे निश्चित रूप से यह सिद्ध हो गया कि वायु के दो अंश है; जिनके गुण बहुत ही भिन्न या कहिए विरोधी होते है। एक अंश तो लगभग 20 प्रतिशत (आयतन के अनुसार) होता है और जलने

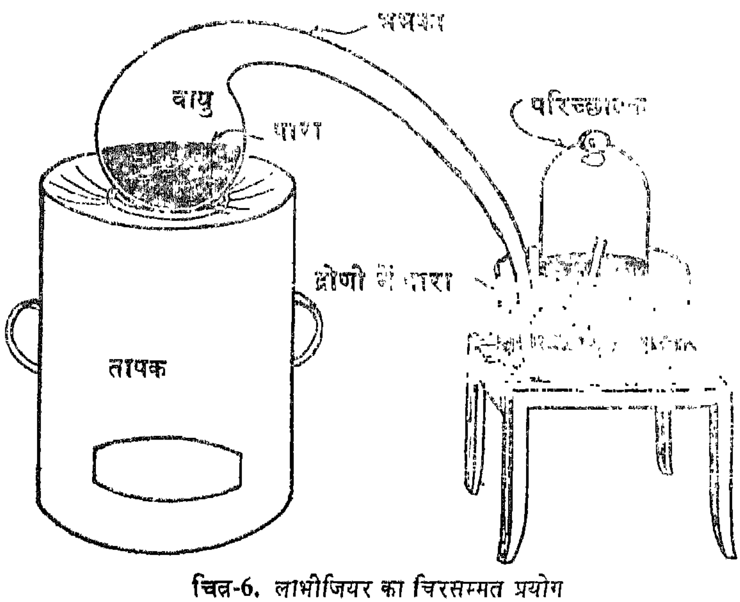


चित्र-5. *वायु से लोहे में जंग लगती है*

में मदद करता है । उसे उसने *ऑक्सीजन* का नाम दिया और दूसरे भाग को जो जलने में सहायक नहीं होता *नाइट्रोजन* कहा । उसने निम्नलिखित प्रयोग किया ।

उसने काँच के एक रिटार्ट या भभके में तुला हुआ पारा लिया और भभके को एक ऐसे बेलजार से जोड़ दिया जो एक पारे से भरी द्रोणी (ट्रफ) में उल्टाकर रखा गया था जैसे कि चित्र-6 में दिखाया गया है । उसने पारे को खूब गर्म किया और तब तक गर्म करता रहा जब तक कि वायु के आयतन का घटना रुक नहीं गया और उसने यह देखा कि वायु में उसके पाँचवें भाग के बराबर कमी हुई है । शेष वायु में लौ बुझ गई और पशु (चुहिया) दम घुटने से मर गया ।

उसने सारा लाल ठोस पदार्थ (मरक्यूरिक ऑक्साइड) निकाल कर एक दूसरे उपकरण में ले लिया और उसे फिर तब तक गर्म किया जब तक गैस निकलनी बंद नहीं हो गई । इस गैस को भी



चित्र-6. *लाभोजियर का चिरसम्मत प्रयोग*

उसको पृथक कर लिया। ऐसा करने पर उसने देखा कि पारे का भार उतना ही हो गया है, जितना आरंभ में था और निकली हुई गैस भी कुल वायु के पाँचवें भाग के बराबर ही थी। यह गैस ऑक्सीजन थी और जब इसे शेष वायु में मिला दिया गया तो फिर वह सामान्य वायु बन गई।

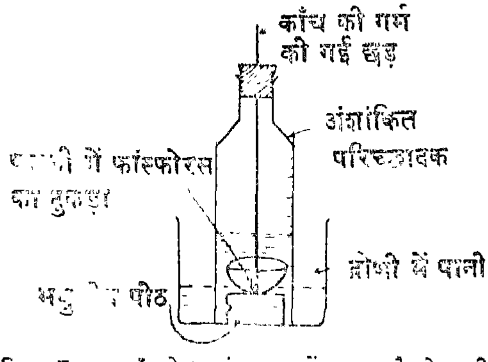
सामान्य वायु में ऑक्सीजन होती है, इसको दिखाने के लिए एक और परीक्षण नीचे दिया जा रहा है।

प्रयोग 6

सफेद फॉस्फोरस का एक टुकड़ा छोटे-से प्याले में लीजिए और ऐसे छतेदार आसन पर रखिए जो एक द्रोणी में थोड़े-से पानी में डूबा हुआ हो। इस प्याले को जैसा कि चित्र में दिखाया गया है एक जार से ढक दीजिए जिसके डाट में शीशे की एक छड़ फँसी हो। पानी के ऊपर जार का जितना भाग है उसको पाँच भागों में बाँट कर काँच पर लिखने वाली पेंसिल या कागज चिपका कर निशान बना दीजिए। अब काँच की छड़ को गर्म करके उससे फॉस्फोरस के टुकड़े को छूकर डाट को तुरंत बंद कर दीजिए। आप देखेंगे कि फॉस्फोरस में आग लग जाएगी और पहले तो जार सफेद घने धुएँ से भर जाएगा, फिर शीघ्र ही यह धुआँ पानी में घुल जाएगा। इससे पानी ऊपर उठेगा और पहले निशान तक पहुँच जाएगा। अब जार में जलता हुआ कागज डालिए। आप देखेंगे कि यह फौरन बुझ जाता है। इससे यह पता चलता है कि वायु में 20 प्रतिशत ऑक्सीजन है और जिसकी फॉस्फोरस के साथ अभिक्रिया होती है तथा बची हुई वायु जलने में सहायता नहीं करती।

नोट: फॉस्फोरस की मात्रा इतनी अवश्य होनी चाहिए कि वह सारी ऑक्सीजन से संयोजित हो सके।

बहुत समय तक यह समझा जाता रहा कि ऑक्सीजन और कार्बन डाइऑक्साइड के अतिरिक्त जो वायु बची रहती है वह शुद्ध नाइट्रोजन होती है। केवल सन 1894 में आकर विलियम रेमसे ने यह पता लगाया कि इसमें पाँच और गैसें होती हैं जो नाइट्रोजन से भी कहीं अधिक अक्रिय होती हैं। उसने उन्हें उत्कृष्ट *गैसों या रेयर गैसों या इनर्ट* अर्थात् *अक्रिय गैसों* की संज्ञा दी। इन गैसों के नाम हैं; हीलियम, नियोन, आरगन, क्रिप्टान और जीनान, और ये सब मिल कर सामान्य वायु के एक प्रतिशत के बराबर होती हैं। इन सबमें आरगन सबसे अधिक मात्रा में होती है। आजकल इन सब गैसों को विशेष विधियों द्वारा अलग-अलग कर लिया जाता है।



चित्र–7. जब फॉस्फोरस बंद वायु में जलता है तो पानी बेलजार में ऊपर उठता है

1.4 वायु का संगठन

इन गैसों के अलावा वायु में पानी की वाष्प भी होती है, जिसको निम्नलिखित प्रयोग द्वारा दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 7 (क)

एक वाच-ग्लास में थोड़ा-सा संलीन कैल्सियम

क्लोराइड लीजिए। इसे करीब एक घंटे तक हवा में खुला रखिए। आप देखेंगे कि संलीन कैल्सियम क्लोराइड वायु में से नमी सोखने के कारण नम हो जाता है।

प्रयोग (ख)

एक परखनली लेकर उसमें बर्फ के टुकड़े भर दीजिए और कुछ देर तक रखे रहिए। आप देखेंगे कि वायुमंडल की वाष्प के संघनन के कारण परखनली के बाहर पानी की बूँदें बनने लगी हैं।

वायु के सभी अंशों में से ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और उत्कृष्ट गैसें तो हर जगह अधिकतर एक समान रहती हैं किन्तु कार्बन डाइऑक्साइड और जल वाष्प की मात्रा बदलती रहती है। स्थिर अंशों का प्रतिशत इस प्रकार रहता है।

	आयतन का प्रतिशत	भार का प्रतिशत
नाइट्रोजन	78·09	75·52
ऑक्सीजन	20·94	23·14
उत्कृष्ट गैसों सहित अन्य घटक	0·97	1·34
	100·00	100·00

वायु के परिवर्तनशील घटकों में से कार्बन डाइ-ऑक्साइड आयतन के अनुसार 0·03 प्रतिशत अंश होता है और यह काफी महत्वपूर्ण होता है। प्रकृति में ईंधनों के जलने, पौधों और प्राणियों के साँस छोड़ने के कारण यह वायुमंडल में मिली रहती है। खुले स्थानों की अपेक्षा घने उद्योग प्रधान नगरों के वायुमंडल में कार्बन डाइऑक्साइड की मात्रा कुछ अधिक रहती है।

एक और परिवर्तनशील घटक होता है जलवाष्प। यह लगभग एक प्रतिशत के बराबर होता है और स्थानीय परिस्थितियों तथा तापमान के अनुसार उसकी मात्रा बदलती है। यह कोहरे, ओस और वर्षा के रूप में प्रकट होता है। गर्म जलवायु में जलवाष्प का प्रतिशत ठंडे जलवायु की अपेक्षा अधिक रहता है। वर्षा ऋतु में यह बहुत अधिक रहता है।

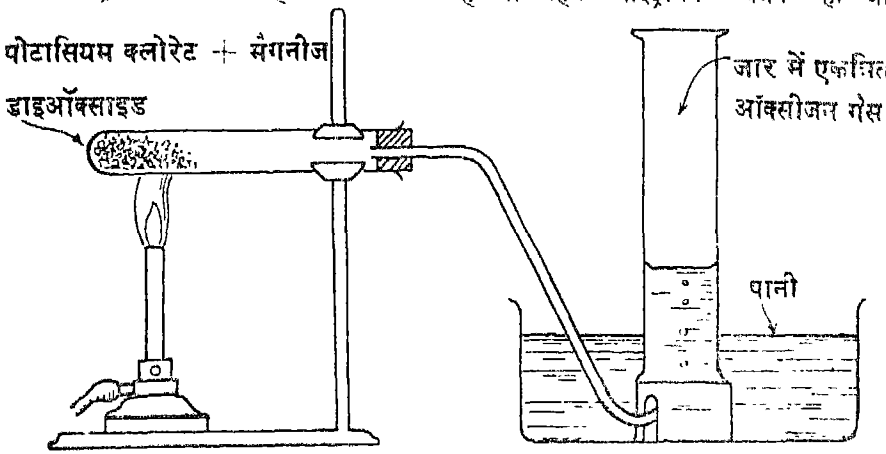
उपर्युक्त घटकों के अतिरिक्त वायु में कभी-कभी कुछ और प्रकार के अपद्रव्य भी रहते हैं। ये अपद्रव्य होते हैं; हाइड्रोजन सल्फाइड, अमोनिया और सल्फर डाइऑक्साइड जैसी गैसें। किन्तु ये अपद्रव्य बहुत थोड़ी मात्रा में होते हैं और विशेष रूप से औद्योगिक नगरों की वायु में पाए जाते हैं।

1.5 वायु के महत्वपूर्ण घटक

(क) *ऑक्सीजन* : इसे इस कारण मूलतत्व माना जाता है क्योंकि इसे आगे और सरल द्रव्यों में विभक्त नहीं किया जा सकता। यह रंगहीन और निर्गंध गैस होती है और वायु से तनिक भारी होती है। हर गैस का प्रति इकाई आयतन (एक लिटर) एक निश्चित संहति होती है और वह 0 डिग्री सें० और 760 मिलिमीटर दाब पर ली जाती है। इसे गैस का घनत्व कहते हैं। एक लिटर ऑक्सीजन का 0 डिग्री सें० तापमान और 760 मिलिमीटर दबाव पर भार 1·43 ग्राम होता है और इस प्रकार यही इसका घनत्व कहलाता है। यह जल में कुछ-कुछ घुलनशील है। यह पाइरोगैलोल के घोल में बहुत शीघ्र सोख ली जाती है जिसमें सोडियम हाइड्रॉक्साइड होता है। ऑक्सीजन को वायु में से अलग किया जा सकता है।

ऑक्सीजन काफी अभिक्रियाशील होती है और बहुत-से पदार्थों से संयोजन कर सकती है। जलने और साँस लेने में यह सहायक होती है, इसके कारण यह बहुत उपयोगी है। ऑक्सीजन के भरे हुए इस्पात के सिलिंडर अस्पतालों में कृत्रिम स्वास देने के लिए काम आते हैं। इनमें बहुत अधिक दाब पर ऑक्सीजन भरी होती है।

कारखानों में भी ऑक्सीजन के सिलिंडर से ज्वाला प्राप्त करके धातुओं के झालने का काम लिया जाता है। प्रकृति में ऑक्सीजन एक और महत्व-पूर्ण कार्य करती है। यह मृत पदार्थ के सड़ने में सहायता करती है जिससे कार्बन डाइऑक्साइड, पानी और नाइट्रोजन निकलते हैं।



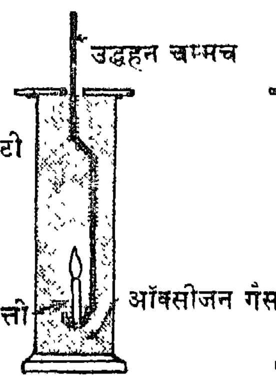
चित्र–8. प्रयोगशाला में ऑक्सीजन का बनाना

यद्यपि ऑक्सीजन सामान्यतः गैस होती है किन्तु इसे ठंडा करके और दाब डाल कर द्रव रूप में बदला जा सकता है। जब यह द्रव रूप में होती है तो इसे द्रव ऑक्सीजन कहते हैं।

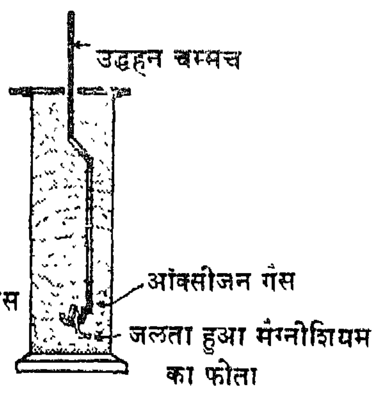
बड़े पैमाने अथवा व्यवसायिक निर्माण में ऑक्सीजन द्रव वायु से बनाई जाती है। वायु को शुद्ध करके, ठंडा करने और संपीडन से द्रव वायु बनती है। जब इसे हल्के-हल्के वाष्पन कराया जाता है तो पहले नाइट्रोजन अलग हो जाती है और ऑक्सीजन पीछे बच रहती है। प्रयोगशाला में पोटासियम क्लोरेट को थोड़े से मैंगनीज डाइ-ऑक्साइड के साथ मिलाकर आगे बताए गए प्रयोग के



चित्र–9. ऑक्सीजन में जलती छिपटी



चित्र–10. ऑक्सीजन में जलती मोमबत्ती



चित्र–11. ऑक्सीजन में जलता हुआ मैग्नीशियम का फीता

अनुसार करने से ऑक्सीजन तैयार की जा सकती है। यहाँ पोटासियम क्लोरेट के विघटन में सहायता करने के लिए मैंगनीज डाइऑक्साइड का उपयोग किया जाता है। ऐसे पदार्थ को जो अभिक्रिया को तीव्र कर देता है, उत्प्रेरक कहते हैं।

प्रयोग 8 प्रयोगशाला में ऑक्सीजन का बनाना

थोड़े-से पोटासियम क्लोरेट के क्रिस्टल लेकर उन्हें थोड़े मैंगनीज डाइऑक्साइड के साथ मिला लीजिए। इस मिश्रण को कठोर काँच की एक ऐसी परखनली में लीजिए, जिसकी डाट में से एक नली निकल कर पानी की द्रोणी में डूबी हुई हो। परखनली को गर्म कीजिए और गैस को इस ढंग से भरिए कि पानी की जगह गैस लेती जाए। इस जार को चित्र-8 की भाँति छत्तेदार आसन पर रखना चाहिए। गैस के निम्नलिखित गुणों को नोट कीजिए :

(i) गैस के एक जार में जलती हुई लकड़ी की खपची डाल कर देखिए। आप देखेंगे कि खपची और अधिक चमक के साथ जलती है (चित्र-9)।

(ii) दूसरे जार में जलती हुई मोमबत्ती उतारिए और आप देखेंगे कि मोमबत्ती की लौ और तेजी से जलेगी (चित्र-10)।

(ख) *नाइट्रोजन* : ऑक्सीजन की तरह नाइट्रोजन भी एक मूलतत्व है। यह भी वर्णहीन है और इसमें भी कोई गंध नहीं होती। यह वायु से कुछ हल्की होती है। यह पानी में बहुत कठिनाई से और बहुत थोड़ी घुलती है। बहुत अधिक दाब पड़ने पर यह तरल रूप में बदल जाती है जिसका कोई रंग नहीं होता है और बर्फ के समान यह ठोस रूप में बदल जाती है। यह अपेक्षाकृत निष्क्रिय होती है और इस कारण न यह जलने में सहायता करती है और न सामान्य स्थितियों में अन्य पदार्थों में संयोजन करती है। हाँ, बहुत ऊँचे तापमान पर यह दूसरे पदार्थों से अभिक्रिया करती है। उदाहरण के लिए यह हाइड्रोजन और मैग्नीशियम जैसी धातुओं से संयोजन करती है। यद्यपि नाइट्रोजन विषैली नहीं होती किन्तु ऑक्सीजन के न रहने के कारण प्राणी मर जाते हैं। वास्तव में यह ऑक्सीजन के लिए वातावरण में तनुकारी का काम करती है। यह गैस बिजली के बल्बों में भरने के काम आती है और प्रयोगशाला या उद्योगों में यह अक्रिय वायुमंडल का काम देती है। औद्योगिक रूप से यह कई महत्वपूर्ण रसायन जैसे अमोनिया और नाइट्रिक एसिड जैसे महत्वपूर्ण रसायन बनाने के काम आती है।

अमोनिया निर्माण के लिए नाइट्रोजन तो द्रव वायु से प्राप्त की जाती है, किन्तु प्रयोगशाला में यह नीचे लिखे प्रयोग के अनुसार अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के घोल को गर्म करने से प्राप्त की जा सकती है।

प्रयोग 9. प्रयोगशाला में नाइट्रोजन का बनाना

सोडियम नाइट्राइड और अमोनियम क्लोराइड के सांद्र घोल तैयार कीजिए। दोनों को बराबर-बराबर आयतन में लेकर गोल तली के फ्लास्क में लेकर चित्र-12 की तरह सारे उपकरण को फिट कीजिए। फ्लास्क को हल्की आग से गर्म कीजिए और जारों में पानी के नीचे की तरफ विस्थापन की विधि से पानी के ऊपर गैस जमा कीजिए। नीचे लिखे गुणों की ओर ध्यान दीजिए :

(i) गैस में न कोई वर्ण है और न कोई गंध।

(ii) एक उद्दहन चम्मच में रखकर जलती हुई एक मोमबत्ती गैस वाले जार में पहुँचाइए। आप देखेंगे कि मोमबत्ती फौरन बुझ जाएगी।

(iii) गैस भरे एक अन्य जार में मैग्नीशियम का जलता हुआ फीता डालिए। आप देखेंगे कि गैस मैग्नीशियम से मिल कर एक सफेद पदार्थ उत्पन्न करती है, जिसे *मैग्नीशियम नाइट्राइड* कहते हैं।

(ग) उत्कृष्ट गैसे: ये भी मूलतत्व होते है और इनके प्रमुख गुण है, इनकी अक्रियता। ये नाइट्रोजन से अधिक अक्रिय होती हैं और सामान्यत: रासायनिक अभिक्रियाओं मे भाग नहीं लेतीं। ये सब गैसे भी वर्णहीन और निर्गंध होती है।

इन सब गैसों में सबसे अधिक दिलचस्प हीलियम होती है। हाइड्रोजन को छोड़कर यह सब गैसों में सबसे हल्की होती है। यह वायु से लगभग सात गुनी हल्की होती है और पर्यवेक्षण के काम आने वाले गुब्बारों में भरी जाती है। इस काम के लिए इसे हाइड्रोजन से अधिकता दी जाती है क्योंकि हाइड्रोजन ज्वलनशील है जबकि हीलियम नही जलती। ऑक्सीजन के साथ मिलाकर गोताखोर साँस लेने के लिए हीलियम का इस्तेमाल करते है। हीलियम बहुत नीचे तापमान पर खौलती है और इसके कारण यह बहुत नीचे तापमान उत्पन्न करने के काम आती है। अन्य उत्कृष्ट गैसें विसर्जन नलिकाओं के भरने के काम आती है और ये रंग-बिरंगे प्रकाश पैदा करती हैं। उदाहरण के लिए शहरों में विज्ञापन के लिए जो नियोन साईन बनते है, वे इन्ही गैसो के होते है।

1.6 मिश्रण

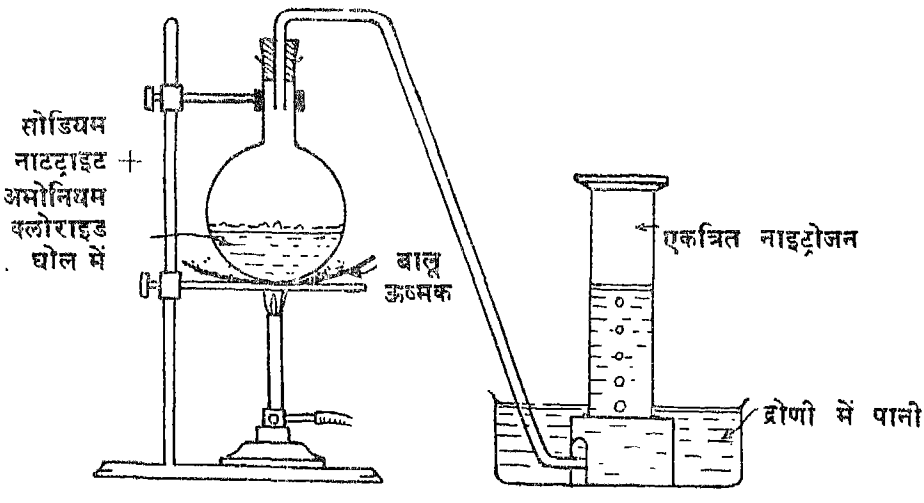
इस प्रकार हमने देखा कि वायु गैसो का मिश्रण है, जो अधिकांश मूलतत्व होती हैं। वायु को द्रवित करके प्रभाज वाष्पन द्वारा इन गैसों को पृथक किया जा सकता है। प्रकृति में ठोस पदार्थों और द्रवों तथा गैसो के मिश्रण बहुत मिलते है। कुछ मिश्रण बहुत जटिल और कुछ साधारण होते है। कुछ सरलतर ठोस मिश्रण ये है:

(i) लोहे की रेतन और रेत,
(ii) रेत और गंधक,
(iii) रेत और नमक,
(iv) बारूद।

इनको सरल यांत्रिक तरीकों से अलग-अलग किया जा सकता है, जैसाकि नीचे वर्णन किया गया है।

प्रयोग 10

रेत और नमक के मिश्रण को एक बीकर में लेकर और कुछ अधिक पानी डाल कर हिलाइए।

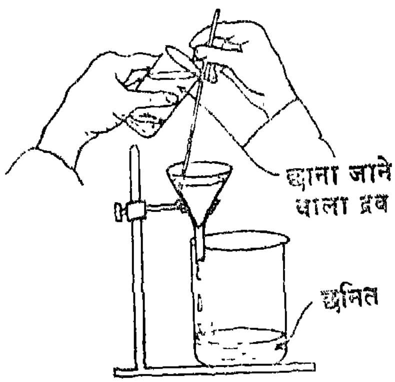


चित्र–12. *प्रयोगशाला में नाइट्रोजन का बनाना*

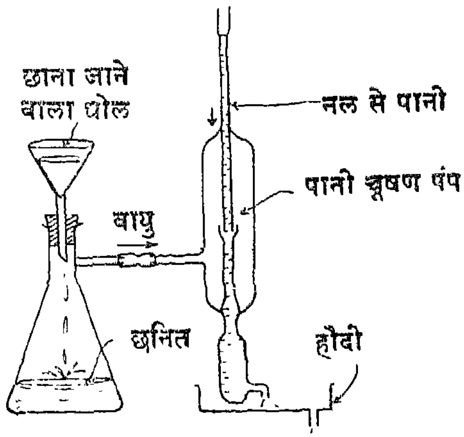
पानी को काँच की छड़ से अच्छी तरह चलाइए और चित्र 13-(क) या 13-(ख) की भाँति इसे छान लीजिए। आप देखेंगे कि रेत बीकर में या फिल्टर पेपर के ऊपर अवशेष की तरह रह जाता है और नमक के घोल के साथ निकल जाता है और छने हुए द्रव की तरह जमा हो जाता है। इस छने हुए द्रव को एक चीनी के प्याले में लेकर चित्र-14 (क) या चित्र-14 (ख) की भाँति इसका वाष्पन कीजिए। अब इसमें से नमक अवशेष रह जाएगा।

घुल कर छन जाएगा। इस छने हुए द्रव (निस्यंद) को कूंडी में गर्म पानी के ऊष्मक पर रख कर इसका वाष्पन कीजिए या इसमें हवा फूँक कर इसका वाष्पन कीजिए। कार्बन डाइ-सल्फाइड का वाष्पन हो जाएगा और गंधक बचा रहेगा।

सावधानी: कार्बन डाइसल्फाइड ज्वलनशील द्रव है और इसे आग के पास नहीं ले जाना चाहिए।



चित्र–13 (क) *सामान्य छनाई*



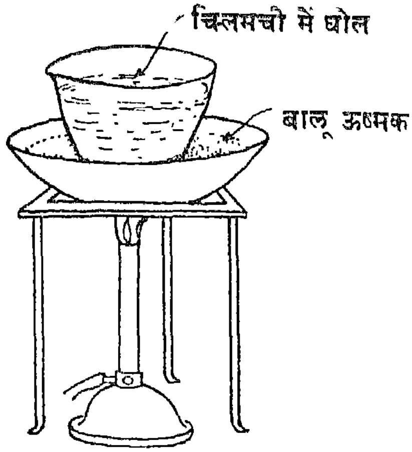
चित्र–13 (ख) *चूषण द्वारा छनाई*

प्रयोग 11. रेत और गंधक के मिश्रण को अलग करना

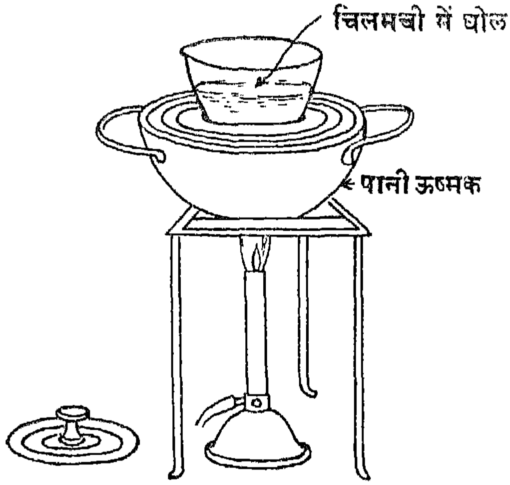
गंधक, कार्बन डाइसल्फाइड में घुल जाता है और रेत नही घुलता। अत: दोनो के मिश्रण को एक बीकर मे लेकर कार्बन डाइसल्फाइड के साथ अच्छी तरह हिलाइए। अच्छी तरह हिलाकर जैसाकि ऊपर बताया गया है इसे छान लीजिए। आप पाएँगे कि रेत अवशिष्ट रह जाएगा और गंधक

प्रयोग 12. लोहे की रेतन और रेत के मिश्रण को अलग करना

लोहे के रेतनों को चुंबक आकर्षित करता है किन्तु रेत को नही। इस तरह दोनों को चुंबक की सहायता से अलग-अलग किया जा सकता है। एक चुंबक लेकर इसे मिश्रण की पतली-सी परत के ऊपर इधर-उधर घुमाइए। आप देखेंगे कि लोहे की रेतनें चुंबक से चिपक जाएँगी और रेत बच



चित्र 14 (क) रेत के ऊष्मक पर वाष्पन



चित्र 14 (ख) जल ऊष्मक पर वाष्पन

रहेगा । इस प्रकार चुंबक पर से लोहे की रेतनों को हटा कर जमा किया जा सकता है ।

आगे चल कर मिश्रणों को अलग-अलग करने की अन्य विधियों का भी उल्लेख होगा, जहाँ कि विशेष प्रकार के मिश्रणों जैसे कि घोलों की चर्चा की जाएगी ।

संक्षेप

जो कोई भी वस्तु स्थान घरती है और जिसमें भार है, वह *द्रव्य* है ।

वायु द्रव्य है ।

ऑक्सीजन और *नाइट्रोजन* वायु के मुख्य घटक है ।

ऑक्सीजन जलने में सहायक है और *नाइट्रोजन* नहीं ।

वायु में कार्बन डाइआक्साइड और जलवाष्प होते हैं ।

वायु में कुछ उपयोगी अक्रिय गैसें होती हैं जैसे कि *हीलियम, नियोन* और *आरगन* ।

मूलतत्व वह पदार्थ है जिसका आगे और सरल द्रव्यों में विभाजन नहीं किया जा सकता । ऑक्सीजन और नाइट्रोजन मूलतत्व हैं और इसी प्रकार उत्कृष्ट गैसें भी मूलतत्व हैं ।

मिश्रण में एक से अधिक पदार्थ होते है जिनका निश्चित अनुपात में रहना आवश्यक नही और इनके गुण न्यूनाधिक रूप में अलग-अलग अवयवों के जैसे होते हैं ।

वायु *गैसों का मिश्रण* है । प्रकृति में ठोस पदार्थों, द्रवों और गैसों के मिश्रण बहुत मिलते हैं ।

ठोस मिश्रण के अवयवों को सरल यांत्रिक क्रियाओ द्वारा जैसे कि *घोलने, छानने* या *वाष्पन* द्वारा अलग-अलग किया जा सकता है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. आप कैसे दिखाएँगे कि 'वायु एक द्रव्य है' ?
2. ऐसे दो प्रयोग बताइए जिनसे यह दिखाया जा सके कि वायु कम-से-कम दो गैसों का मिश्रण है ।
3. एक ऐसा प्रयोग बताइए जिससे दिखाया जा सके कि वायु में कार्बन डाइग्राक्साइड होती है ।
4. ग्राप वायु में जलवाष्प की ग्रवस्थिति कैसे दिखाएँगे ?
5. वायु में उत्कृष्ट (ग्रक्रिय) गसों की ग्रवस्थिति कैसे दिखाई जा सकती है ? कुछ के नाम बताइए ।
6. यदि वायु में ग्रॉक्सीजन के ग्रलावा ग्रौर कोई गैस न हो तो क्या होगा ?
7. वायु में से ग्रॉक्सीजन ग्रौर नाइट्रोजन को पृथक करने का एक प्रयोग बताइए ।
8. क्या ग्राप दिखा सकते है कि जीवन के लिए वायु ग्रनिवार्य है ?
9. वायु के प्रमुख ग्रवयवों या घटकों के नाम बताइए ।
10. गाँव ग्रौर उद्योगों वाले नगर की वायु मे क्या ग्रंतर होता है ?
11. ग्राप कैसे तैयार करेंगे :
    (i) प्रयोगशाला मे ग्रॉक्सीजन ?
    (ii) प्रयोगशाला मे नाइट्रोजन ?

अध्याय 2

जल

2.1 प्राकृतिक जल

जल हमारे लिए सबसे अधिक परिचित तथा परम अनिवार्य पदार्थों में है। पृथ्वी की लगभग तीन-चौथाई सतह पानी से ढकी है। हम इसे वर्षा, नदियों, झीलों, कुओं, चश्मों, समुद्रों और महासागरों के जल के रूप में देखते हैं। जीवन के लिए पानी का कितना महत्व है, इसका इसी बात पर निर्णय किया जा सकता है कि मनुष्य शरीर का दो-तिहाई भाग पानी का ही बना है।

पानी वर्णहीन द्रव है जो पीने और धोने के काम आता है। इनके अलावा भी इसके अन्य बहुत-से उपयोग हैं। बायलरों में पानी से भाप बनती है जिससे इंजिन चलते हैं। पानी को जमा करके बर्फ बनाई जाती है जिसका घरों को ठंडा रखने में और प्रयोगशालाओं और उद्योगों में व्यापक रूप से उपयोग किया जाता है। रसायनज्ञ के लिए पानी का विशेष महत्व है क्योंकि पानी में बहुत प्रकार के पदार्थ घुल जाते हैं।

प्रयोग 1

एक बीकर में पानी लेकर उसमें नमक या चीनी डालिए। काँच की छड़ से इसे हिलाइए। आप देखेंगे नमक या चीनी जल्दी से घुल जाती है।

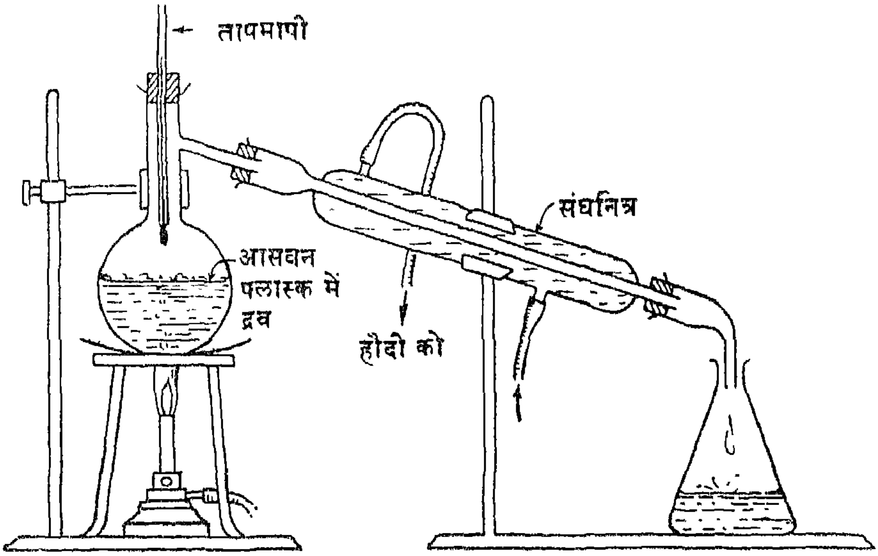
2.2 प्राकृतिक जल की अशुद्धताएँ

प्राकृतिक स्रोतों से जो पानी मिलता है उसमें कुछ अशुद्धताएं घुली होती हैं और कुछ निलंबित होती हैं। इसमें रोग पैदा करने वाले जीवाणु या कीटाणु भी रहते हैं। भिन्न-भिन्न प्रकार के प्राकृतिक जल में से वर्षा का जल सबसे शुद्ध होता है। इसमें केवल ऑक्सीजन और कार्बन डाइ-ऑक्साइड जैसी गैसें घुली रहती हैं। अन्य प्रकार के प्राकृतिक जल में लवण घुले रहते हैं *किन्तु कुओं, चश्मों, नदियों और झीलों के पानी* में लवणों का अनुपात प्रायः बहुत थोड़ा होता है। लवणों का अनुपात समुद्र जल में बहुत अधिक, लगभग 3·5 प्रतिशत होता है। इन सबमें सबसे अधिक सामान्य खाने का *नमक* होता है जिसे *सोडियम क्लोराइड* कहते हैं। कभी-कभी चश्मों के पानी में घुले हुए पदार्थों की मात्रा काफी अधिक रहती है, ऐसे पानी को *खनिज जल* (मिनरल वाटर) कहा जाता है।

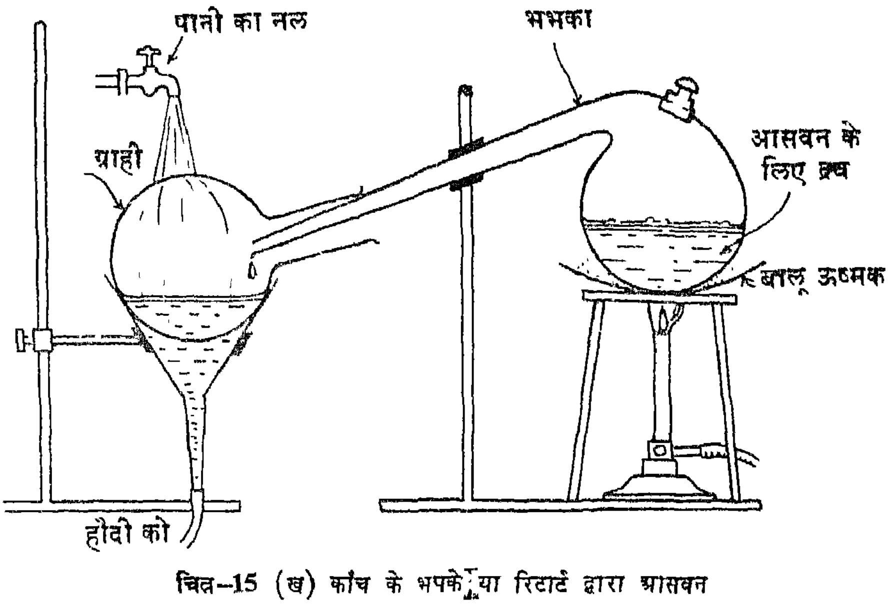
2.3 शुद्ध जल

वैज्ञानिक उपयोगों के लिए पानी हर प्रकार के घुले हुए पदार्थों से मुक्त होना चाहिए। ऐसा

पानी आसवन द्वारा प्राप्त होता है। आसवन का उपयुक्त उपकरण चित्र-15(क) और 15(ख) में दिखाया गया है।



चित्र–15 (क) आसवन फ्लास्क द्वारा आसवन



चित्र–15 (ख) काँच के भपके या रिटार्ट द्वारा आसवन

प्रयोग 2.

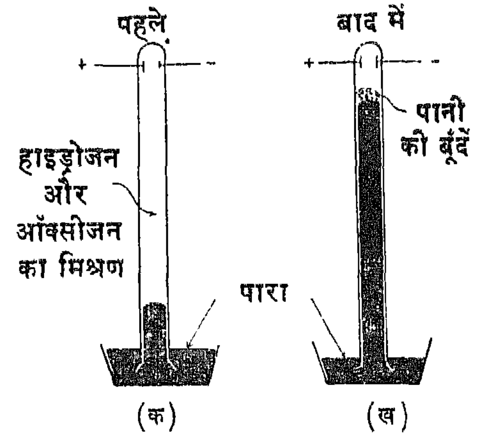
एक आसवन फ्लास्क में थोड़ा-सा पानी लीजिए और जिस ढंग से चित्र-15 (क) में दिखाया गया है एक संघनित्र के जरिए इसे अभिग्राही से जोड़ दीजिए। नल का ठंडा पानी संघनित्र में होकर बहने दीजिए और फ्लास्क को गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि फ्लास्क का पानी भाप बन जाता है और संघनित होकर शुद्ध पानी के रूप में अभिग्राही में जमा होता जाता है। पानी में जो ठोस अशुद्धताएँ घुली है वे आसवन फ्लास्क में ही रह जाएँगी। आसवित पानी में थोड़ी-सी कार्बन डाइ-आक्साइड गैस हवा में से घुली रह सकती है।

2.4 पानी एक यौगिक है

वायु की तरह बहुत लंबे समय तक पानी को भी एक तरल पदार्थ समझा जाता रहा और अठारहवीं शताब्दी के अंतिम चरण तक यही विचार व्याप्त रहा। सन 1781–84 के वर्षों में प्रीस्टले केवेन्डिश और लाभोजियर ने यह देखा कि हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के संयोजन संबंधी उनके प्रयोगों में पानी भी उत्पन्न हो जाता है। बाद में यह पाया गया कि विद्युत द्वारा पानी को हाइड्रोजन और ऑक्सीजन गैसों में अपघटित किया जा सकता है। इन प्रयोगों से यह पता चला कि पानी मूलतत्त्व नहीं है किन्तु यह मिश्रण भी नहीं है क्योंकि इसके अवयवों को सरल रीति से अलग-अलग नहीं किया जा सकता जैसा कि मिश्रणों को किया जा सकता है। पानी को इसके अवयवो के रूप में अपघटित करने के लिए जटिल विधियों का सहारा लेना पड़ता है। इसके अतिरिक्त भार के अनुसार ये अवयव एक निश्चित अनुपात में ही संयोजित होते हैं। एक ग्राम हाइड्रोजन आठ ग्राम ऑक्सीजन से मिलकर नौ ग्राम पानी बनाती है।

प्रयोग 3. पानी उत्पन्न करने के लिए हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संयोजन

जैसा कि चित्र-16 में दिखाया गया है एक द्रोणी मे पारे के ऊपर एक गैस आयतनमापी नली में मापित आयतन में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन लीजिए। ऑक्सीजन गैस काफी अधिक मात्रा में लीजिए। काँच की नलकी में प्लेटिनम के तार पहुंचा कर चिनगारी पैदा करके दोनों गैसों के मिश्रण में विस्फोट कीजिए। विस्फोट के बाद

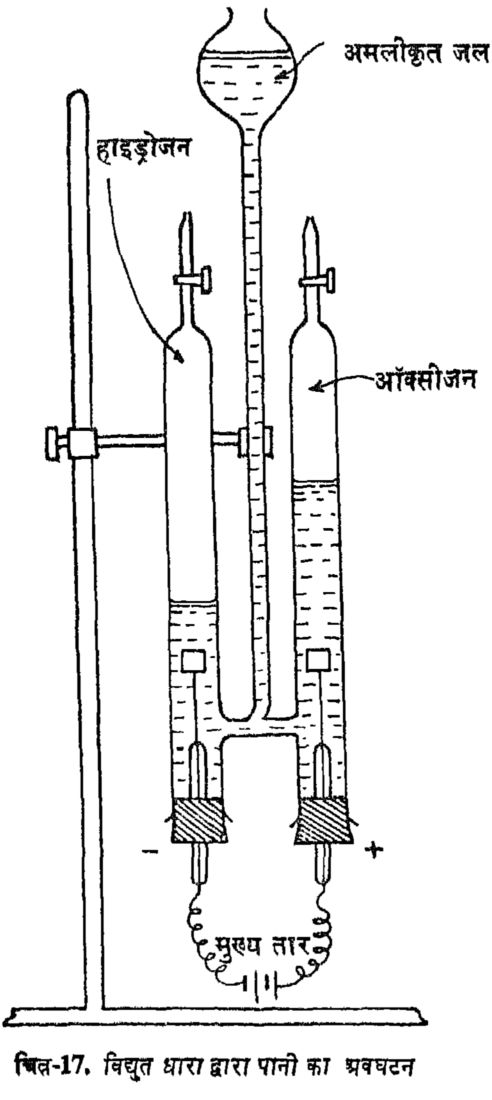


चित्र-16. *ऑक्सीजन और हाइड्रोजन के विस्फोट द्वारा भाप और पानी उत्पन्न करना। (क) पहले (ख) बाद में।*

नलकी को ठंडा कीजिए। जो फाजिल गैस बच रही है, द्रोणी में और अधिक पारा डालकर दाब को समायोजित करके, फाजिल गैस के आयतन को नोट कीजिए। आप देखेगे कि दो हिस्से हाइड्रोजन एक हिस्से ऑक्सीजन के साथ मिलती है, जिससे पानी उत्पन्न होता है और जो नलकी मे पारे के तल के ऊपर संघनित हो जाएगा।

प्रयोग 4. बिजली के प्रवाह द्वारा पानी का अपघटन

जैसा कि चित्र-17 में दिखाया गया है ऐसे पानी में से विद्युत प्रवाह गुजारिए जिसमें थोड़ा-सा अम्ल (एसिड) मिला हो। यह काम वोल्टा-मीटर में होना चाहिए। आप देखेंगे कि वोल्टामीटर की दोनों भुजाओं में दो गैसें अलग-अलग



चित्र-17. *विद्युत धारा द्वारा पानी का अवघटन*

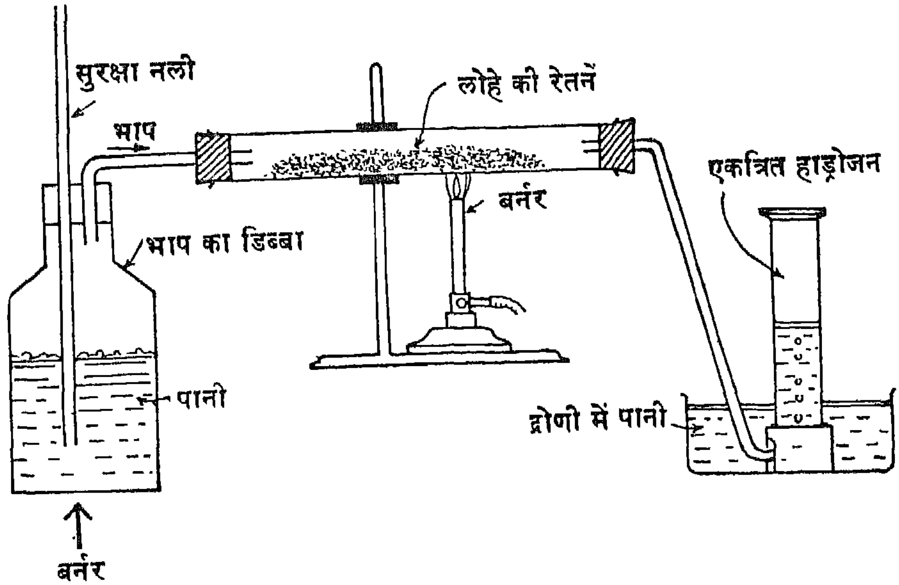
एकत्र हो जाती हैं और आप पाएँगे कि दोनों के आयतन का अनुपात हमेशा ही 1:2 रहता है। आप यह भी देखेंगे कि उस गैस में जिसका आयतन एक भाग है, दीप्त लकड़ी डालने से गैस उसे और जलाएगी, जिससे यह स्पष्ट हो जाता है कि यह गैस ऑक्सीजन है। इसके विपरीत जो गैस दुगुने आयतन में है वह तब जलती है जब उसे जलाया जाता है और इस प्रकार यह हाइड्रोजन ही है। इससे यह प्रकट होता है कि पानी, ऑक्सीजन और हाइड्रोजन का रासायनिक यौगिक है और ये दोनों गैसें, आयतन के अनुसार 1:2 के अनुपात में संयोजित हैं।

प्रयोग 5. लोहे की गर्म रेतनों द्वारा पानी का अपघटन

जिस प्रकार चित्र-18 में दिखाया गया है, उस प्रकार उपकरण को जमाइए। बड़े डिब्बे में पानी के गर्म होने से जो भाप उत्पन्न होगी उसे गर्म रेतनों के ऊपर से गुजारिए और इस प्रकार जो गैस निकले उसे पानी की द्रोणी में उल्टाए हुए काँच के जार में जमा कीजिए। आप देखेंगे कि यह हाइड्रोजन की भाँति व्यवहार करती है। लोहे के ऑक्सीजन से मिलने से एक यौगिक बनता है। भाप में से निकली हुई ऑक्सीजन लोहे के साथ मिलकर मैग्नेटिक ऑक्साइड नाम का यौगिक बनाती है। इस प्रयोग में भाप में से लोहे द्वारा ऑक्सीजन निकाल ली जाती है और हाइड्रोजन बच रहती है।

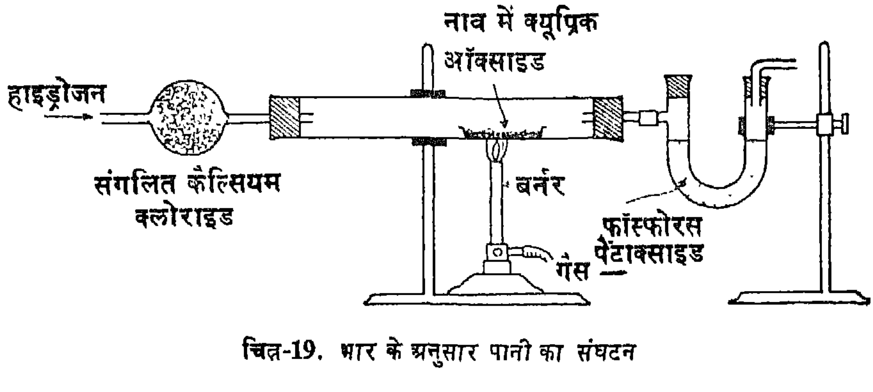
प्रयोग 6. भार के अनुसार पानी का संघटन

चित्र-19 की तरह उपकरण को जमाइए। ठीक एक ग्राम शुद्ध काला कॉपर ऑक्साइड (क्यूप्रिक ऑक्साइड) एक चीनी की नाव जैसी प्याली में लेकर उसे दहननली में रखिए। इसे गर्म कीजिए और साथ में इसके ऊपर से शुद्ध और



चित्र-18. *गर्म लोहे की रेतनों द्वारा पानी का अपघटन*

सूखी हाइड्रोजन की धारा गुजारिए। ऐसा करने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड अपनी ऑक्सीजन छोड़ देगा जो हाइड्रोजन से मिलकर पानी बन जाएगी और तुली हुई U की शक्ल की नलकी में फॉस्फोरस पेंटाऑक्साइड या संलीन कैल्सियम क्लोराइट इस पानी को सोख लेगा। जब क्यूप्रिक ऑक्साइड अधिकांश ताँबा (कॉपर) में बदल जाए तो प्याली को तौलिए। आप देखेंगे कि अब भार में जो कमी हुई है वह उसी ऑक्सीजन के भार के कारण हुई है जो हाइड्रोजन से मिल चुकी है। प्रयोग के बाद U-नली को तौल लीजिए। इसके भार में जो वृद्धि हुई है वह उत्पन्न हुए पानी के भार के बराबर है। पानी और ऑक्सीजन के भारों का जो अंतर है उससे हाइड्रोजन के भार का पता चल जाएगा जो ऑक्सीजन से मिली है।



चित्र-19. *भार के अनुसार पानी का संघटन*

प्रेक्षण और परिकलन :

प्याली का भार+ऑक्साइड (प्रयोग से पहले)	···6·45 ग्राम
प्याली का भार+अवशेष (प्रयोग के पश्चात)	···6 05 ग्राम
ऑक्सीजन का भार	···6·45=6·05
	··· 0·40 ग्राम
U-नली का भार (प्रयोग से पहले)	···20·56 ग्राम
U-नली का भार (प्रयोग के पश्चात)	···21·01 ग्राम
उत्पन्न हुए जल का भार	···0 45 ग्राम
और संयुक्त हाइड्रोजन का भार	···0·45 – 0·40
	=0 05 ग्राम

0·45 ग्राम पानी में 0 40 ग्राम ऑक्सीजन और 0·05 ग्राम हाइड्रोजन रहती है या कि 9 ग्राम पानी में 8 ग्राम ऑक्सीजन और एक ग्राम हाइड्रोजन रहती है।

अंत में यह भी जान लेना चाहिए कि पानी के गुण हाइड्रोजन और ऑक्सीजन दोनों से बिल्कुल भिन्न होते हैं और यह दोनों ही मूलतत्व हैं। इस प्रकार पानी एक विशेष प्रकार का *यौगिक* है। यौगिक उस पदार्थ को कहते हैं जिसमें निम्नलिखित लक्षण मिलते हैं :

(i) यह संभागी होता है।

(ii) इसके अवयव निश्चित समानुपात में ही संयुक्त होते हैं।

(iii) इसके अवयव आसानी से अलग नहीं किए जा सकते।

(iv) इसके गुण अपने अवयवों के गुणों से भिन्न होते हैं।

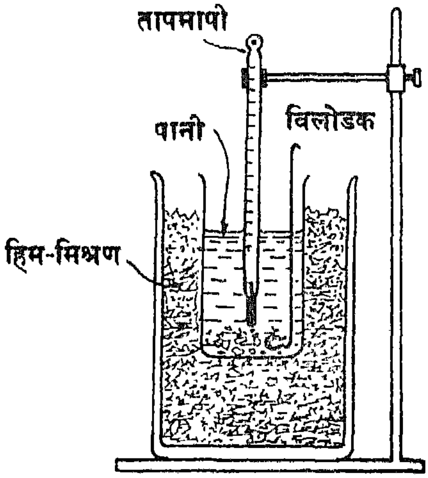
2.5 पानी के गुण

शुद्ध पानी रंगहीन पारदर्शी द्रव है जिसमे कोई स्वाद या गंध नहीं होती। पानी की मोटी परतें हरियाली लिए हुए हल्के नीले रंग की दिखाई पड़ती हैं। *पानी का हिमांक* स्थिर होता है और यह एक वायुमंडल में 0 डिग्री सेंटीग्रेड माना जाता है। एक वायुमंडल दाब में पानी का खौलने का बिंदु क्वथनांक 100 डिग्री सेंटीग्रेड है। एक घन सेंटीमीटर पानी का द्रव्यमान 4 डिग्री सेंटीग्रेट के तापमान पर एक ग्राम होता है और उसे *घनत्व* भी कहते है। ऊष्मा की इकाई एक कैलॉरी होती है और इससे 1 ग्राम पानी का तापमान 1 डिग्री सेंटीग्रेड बढ़ जाता है। इस प्रकार हमने देखा कि द्रव्यमान और ऊष्मा के मापने के लिए जल के गुणों के कारण मानक स्थापित हो गए हैं।

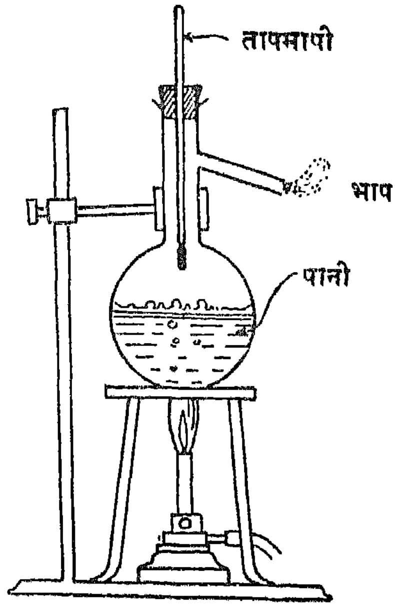
यहाँ द्रवों के एक सामान्य गुण पर जोर दिया जा सकता है। हर शुद्ध द्रव के जमने का और खौलने का एक निश्चित बिंदु होता है और हर द्रव का एक निश्चित घनत्व होता है।

प्रयोग 7. पानी के हिमांक का पता लगाना

एक बीकर लेकर उसे पानी से आधा भर लीजिए। जैसाकि चित्र-20 में दिखाया गया है, पानी मे थोड़ा डूबता हुआ एक तापमापी लगाइए और जो ताप हो उसे नोट कर लीजिए। अब बीकर को नमक और बर्फ के मिश्रण में एक दूसरे बर्तन में दाब दीजिए और पानी को हिलाते रहिए। आप देखेंगे कि जब तक पानी जमने नही लगता तब तक तापमान बराबर गिरता जा रहा है। अब इस तापमान को भी नोट कर लीजिए। यही 0 डिग्री सेंटीग्रेड या पानी के जमने का बिंदु या हिमांक है।



चित्र-20. *पानी के हिमांक का पता लगाना*



चित्र-21. *पानी के क्वथनांक का पता लगाना*

प्रयोग 8. पानी के क्वथनांक का पता लगाना

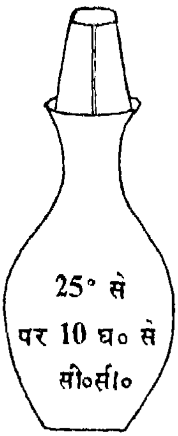
थोड़ा-सा पानी और कुछ झांबा पत्थर लेकर फ्लास्क को इस ढंग से बंद कीजिए कि इसकी डाट में से एक थर्मामीटर लगाया गया हो। चित्र-21 की तरह फ्लास्क को जमा कर रखिए। जब तक कि पानी खौलने न लगे तब तक उसे गर्म करते जाइए। उस समय का तापमान नोट कर लीजिए जब यह पानी में डूबा हुआ हो और तब का भी जबकि यह पानी के ऊपर हो और पानी खौल रहा हो। यह तापमान 100 डिग्री सेंटीग्रेड होता है और यह पानी खौलने का बिंदु है। यदि फ्लास्क में शुद्ध पानी नहीं लिया गया है तो तापमापी को खौलते पानी में डुबाना नहीं चाहिए क्योंकि तब यह और ऊँचा तापमान भी अभिलेख कर सकता है।

प्रयोग 9. पानी के घनत्व का पता लगाना

एक ऐसी घनत्व बोतल लीजिए जिस पर 10 घन सेंटीमीटर पर निशान लगा हो और इस बोतल को तौल लीजिए। जहाँ तक निशान लगा है वहाँ तक इसमें शुद्ध पानी भरिए। अब इसे बाहर से साफ करके तौल लीजिए। अब निम्न प्रकार से भारों का तौल कर लीजिए और इस क्रम से भार लिखते जाइए :

खाली बोतल का भार	···	30 ग्राम
बोतल का भार+पानी	···	40 ग्राम
पानी का भार	···	40—30 = 10 ग्राम
बोतल का आयतन	···	10 घन सेंटीमीटर
प्रति घन सेंटीमीटर पानी का द्रव्यमान	···	10/10 = 1 ग्राम

बस यही पानी का घनत्व है।



चित्र-22. *पानी के घनत्व का पता लगाना*

ऊष्मा के लिए पानी आश्चर्यजनक रूप से स्थिर रहता है। यह 1000 डिग्री सेंटीग्रेड के ऊपर जाकर ही अपघटित होने लगता है। यदि पानी शुद्ध होगा तो उसमें साबुन के झाग खूब उठेंगे। ऐसे पानी को *कोमल* कहते हैं। जिस पानी में कुछ और पदार्थ घुले हों, उस अशुद्ध पानी को *कठोर* कहते हैं। कठोर पानी में साबुन के झाग नहीं उठेंगे। बहुत अधिक मात्रा में साबुन घुलने और अत्यधिक मात्रा में रहने और काफी हिलाए जाने से ही साबुन के झाग पैदा होते हैं। पानी में जो कठोरता होती है वह कैल्सियम और मैग्नीशियम के लवणों के रहने के कारण ही होती है। विशेष विधियों द्वारा पानी की कठोरता को दूर किया जा सकता है। इन विधियों के बारे में पुस्तक के दूसरे भाग में विचार किया गया है।

2.6 हाइड्रोजन गैस

सत्रहवीं शताब्दी में वान हैलमोंट ने पहली बार हाइड्रोजन गैस इकट्ठी की, किन्तु बहुत आगे चलकर हेनरी केवेन्डिश ने सन 1766 में हाइड्रोजन गैस के बारे में अध्ययन किया। दोनों ने जस्त, लोहे और रांगे जैसी धातुओं पर तनु गंधक के तेजाब या *हाइड्रोक्लोरिक* एसिड की अभिक्रिया द्वारा ही हाइड्रोजन गैस तैयार की। आज भी प्रयोगशाला में सामान्यतः इसी विधि से हाइड्रोजन तैयार होती है।

प्रयोग 10. प्रयोगशाला में हाइड्रोजन बनाना

एक वुल्फ बोतल लेकर इसे चित्र-23 की तरह फिट कीजिए। इसके एक मुंह में थिसिल-कीप लगाइए और दूसरे मुंह में एक निकास नलकी लगाकर उसे पानी की द्रोणी में डुबा दीजिए। वुल्फ बोतल में जस्त के कुछ रवे रखिए। थिसिल-कीप में से इतना ही पानी छोड़िए जिससे जस्त के टुकड़े ढक जाएँ और थिसिल-कीप का सिरा डूब जाए। अब थिसिल-कीप में सांद्रित गंधक के तेजाब को छोड़िए। आप देखेंगे कि बोतल में बुदबुदाहट होगी जो गैस बनने के कारण है। हवा को निकल जाने दीजिए और फिर जैसा कि चित्र-23 में दिखाया गया है पानी के विस्थापन द्वारा जारों में गैस इकट्ठी कीजिए।

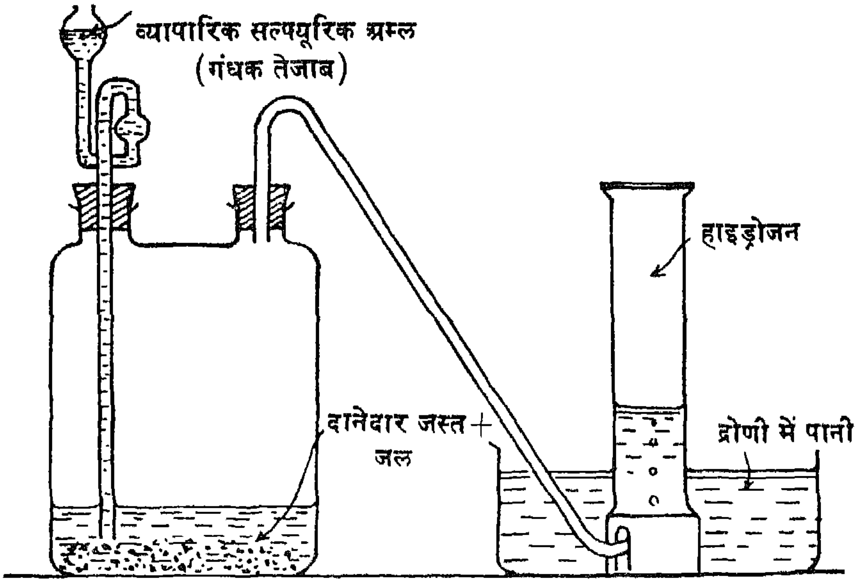
सावधानी : हाइड्रोजन के हवा से मिलने से विस्फोटक मिश्रण बनता है।

इसलिए जारों में हाइड्रोजन गैस जमा करने से पहले परखनली में गैस की परीक्षा कर लीजिए। यदि गैस शुद्ध होगी तो शांति से जलेगी और यदि इसके साथ वायु घुली-मिली होगी तो विस्फोट होगा।

हाइड्रोजन के निम्नलिखित गुणों को नोट कीजिए :

(i) यह गंधहीन और रंगहीन गैस है।

(ii) इसका घनत्व अर्थात प्रति लिटर संहति 0·09



चित्र-23. *प्रयोगशाला में हाइड्रोजन का बनाना*

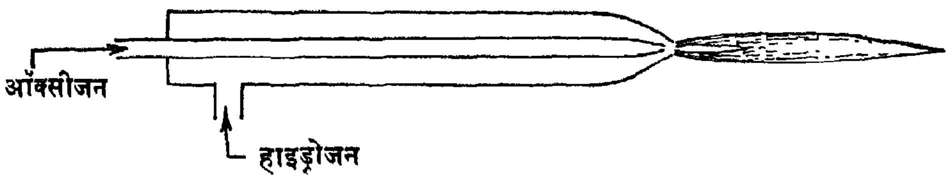
ग्राम है। यह सबसे हल्की गैस होती है और इसी कारण इसे गुब्बारो में भरा जाता है।

(iii) यह पानी में बहुत कम घुलती है किन्तु निकल, पैलेडियम और प्लेटिनम जैसी धातुएँ इसकी काफी मात्रा को सोख लेती हैं।

(iv) यह बहुत ही ज्वलनशील है। इसी कारण प्रकृति में यह शुद्ध रूप में नहीं पाई जाती।

(v) यह बिजली की चिनगारी या किसी ज्योति के ज्वलन से ऑक्सीजन से संयोजन करती है और इसमें जोर का धमाका होता है। जब इसे बहुत-सी ऑक्सीजन की उपस्थिति में सावधानी से एक विशेष बर्नर में जलाया जाता है, जैसा कि चित्र-24 में दिखाया गया है तो इससे बहुत ऊष्म ज्वाला उत्पन्न होती है जिसे *आक्सीहाइड्रोजन फ्लैम* कहते हैं जो झालने और धातुओं के पिघलाने के काम आती है।

(vi) हाइड्रोजन गैस धातुओं के ऑक्साइडों में से ऑक्सीजन को अलग कर देती है और उन्हें शुद्ध धातु के रूप में छोड़ती हैं। इस प्रकार यह अपचायक है।



चित्र-24. *झालने के काम आने वाली ऑक्सीहाइड्रोजन ज्वाला (फ्लेम) का उत्पादन*

संक्षेप

पानी एक रासायनिक यौगिक है जो हाइड्रोजन और ऑक्सीजन गैसों से बनता है और यह दोनों गैसें स्वतः मूलतत्व हैं। रासायनिक यौगिक की परिभाषा यह है कि यह दो या अधिक तत्वों के संयोजन से बना हुआ एक संभागी पदार्थ है, जिसमें सब तत्व एक निश्चित अनुपात में संयुक्त होते हैं और इसके गुण अपने अवयवों के गुणों से भिन्न होते हैं।

पानी में बहुत-से पदार्थ घुल जाते हैं और इसलिए इसमें घोलने की महान शक्ति है।

शुद्ध पानी में साबुन के झाग बहुत जल्दी उठ आते हैं और ऐसे पानी को *कोमल पानी* कहते हैं। *कठोर पानी* में साबुन के झाग बहुत जल्दी नहीं उठते बल्कि एक गाढ़ा-सा अवक्षेप बन जाता है।

प्राकृतिक पानी अशुद्ध होता है और शुद्ध करके इसे पीने योग्य बनाया जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. आप क्यों कहते हैं कि पानी एक द्रव है ?
2. यह सिद्ध करने के लिए कि पानी ऑक्सीजन और हाइड्रोजन का यौगिक है, एक प्रयोग बताइए ?
3. यह बताइए कि प्रयोगशाला में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन कैसे बनाते हैं ?
4. इस कथन का क्या अर्थ है :
   (क) ऑक्सीजन जलने में सहायक होती है।
   (ख) हाइड्रोजन ज्वलनशील है।
5. ऐसा होने पर कौन-सी चीजें बनती हैं :
   (क) हाइड्रोजन के वायु या ऑक्सीजन में जलने पर।
   (ख) ऑक्सीजन में मैग्नीशियम के फीते के जलने पर।
   (ग) लोहे की गर्म रेतनों के ऊपर से भाप के गुजरने पर।
   (घ) गर्म कॉपर ऑक्साइड के ऊपर से हाइड्रोजन के गुजरने पर।
6. क्या यह कहना ठीक है कि जीवन के लिए पानी अनिवार्य है ?
7. बिजली की धारा द्वारा पानी के अपघटन के लिए उसमें थोड़ा-सा तेजाब क्यों डालते हैं।
8. प्राकृतिक पानी क्या है ? उन अशुद्धताओं का नाम लीजिए जो सामान्यतः प्राकृतिक पानी में होती हैं।
9. किस पानी को आप कठोर और किसको कोमल कहेंगे ?
10. आप कैसे सिद्ध करेंगे कि पानी कठोर है ?
11. पीने के लिए प्राकृतिक पानी को शुद्ध करना हमारे लिए क्यों आवश्यक है ?

अध्याय 3

कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस

3.1 कार्बन

पत्थर के कोयले और लकड़ी से हर एक परिचित होता है जोकि जलाने के लिए ईंधन के काम आते हैं। पत्थर का कोयला खानों से निकलता है और लकड़ी जंगलों से मिलती है। जब इन्हें वायु रहित भभके (रिटार्ट) में गर्म किया जाता है तो दोनों अपघटित हो जाते हैं। पत्थर के कोयले के इस प्रकार जलने से कोक बनता है और लकड़ी के जलने से *लकड़ी का कोयला* बनता है। कोक और लकड़ी के कोयले में अधिकांश *कार्बन* होती है।

जब तेल अपूर्ण रूप से जलता है तो इससे महीन कालिख बनती है, जिसे *काजल* या *कार्बन-ब्लैक* कहते हैं। यह प्रायः शुद्ध कार्बन होती है। कोक, लकड़ी का कोयला और काजल कार्बन के रवाहीन रूप हैं और तीनों भिन्न-भिन्न काम आते हैं। लकड़ी का कोयला ईंधन के और धातुओं के शोधने के काम आता है। बारूद बनाने में भी इस कोयले का इस्तेमाल होता है, गैसों और वाष्प सोखने में भी इसका प्रयोग होता है।

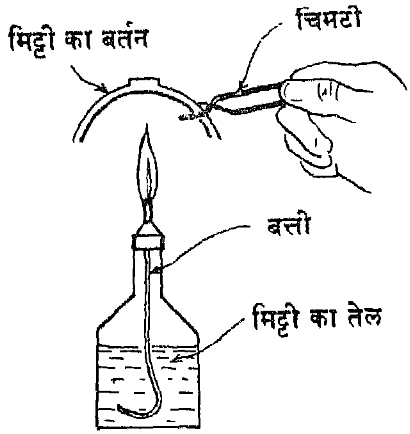
प्रयोग 1.

लोहे की डिब्बी में मिट्टी का तेल लीजिए और उसमें रुई की बत्ती लगाइए। लैंप को जलाकर इसकी लौ के ऊपर चित्र-25 की तरह कोई मिट्टी का बर्तन या शीशे की तश्तरी रखिए। आप देखेंगे कि बर्तन के भीतर की ओर या काँच की प्लेट पर बारीक-बारीक कालिख जम जाएगी। इसी को काजल कहते हैं।

कई धातुओं को उनके प्राकृतिक स्वरूप अर्थात खनिज रूप में से शोधने के लिए कोक का इस्तेमाल किया जाता है। काजल पेंट बनाने में वर्णक की भाँति इस्तेमाल होता है। देसी स्याही और छपाई के काम आने वाली स्याहियों में भी वर्णक के रूप में काजल काम आता है। रबड़ उद्योग में भी यह काम में लाया जाता है।

प्रकृति में कार्बन रवे (क्रिस्टल) के रूप में भी मिलती है। इसके दो रूप *हीरा* और *ग्रेफाइट* हैं जो देखने में एक-दूसरे से बहुत भिन्न होते हैं। शुद्ध हीरा रंगहीन होता है और यह चमकता भी है जबकि ग्रेफाइट गहरे धूसर रंग का होता है। किन्तु दोनों एक ही मूलतत्व कार्बन के बने होते हैं और जब दोनों ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलते हैं तो दोनों से ही कार्बन डाइऑक्साइड निकलती है। इसके अलावा यह और अधिक सरल पदार्थों में अपघटित नहीं हो सकते। अतः कार्बन एक

मूलतत्व है और यह रवेदार तथा बिना रवे के रूपों में पाई जाती है। इसके भिन्न-भिन्न रूपों के भौतिक गुण तो भिन्न-भिन्न होते हैं किन्तु रासायनिक गुण एक से होते हैं। किसी तत्व के दो या अधिक रूपों में पाए जाने की क्षमता को *अपरूपता*



चित्र-25. *तेल की डिब्बी की लौ के ऊपर मिट्टी के बर्तन पर कालिख का जमना*

(ऐलाट्रापी) कहते हैं, और भिन्न-भिन्न रूपों को अपररूपी रूपांतरण कहते हैं। सब रूपों के ऑक्सीजन में जलने पर केवल कार्बन डाइआक्साइड ही बनती है; 12 ग्राम भार की किसी रूप की कार्बन के जलने से वही (44 ग्राम) कार्बन डाइआक्साइड मिलेगी।

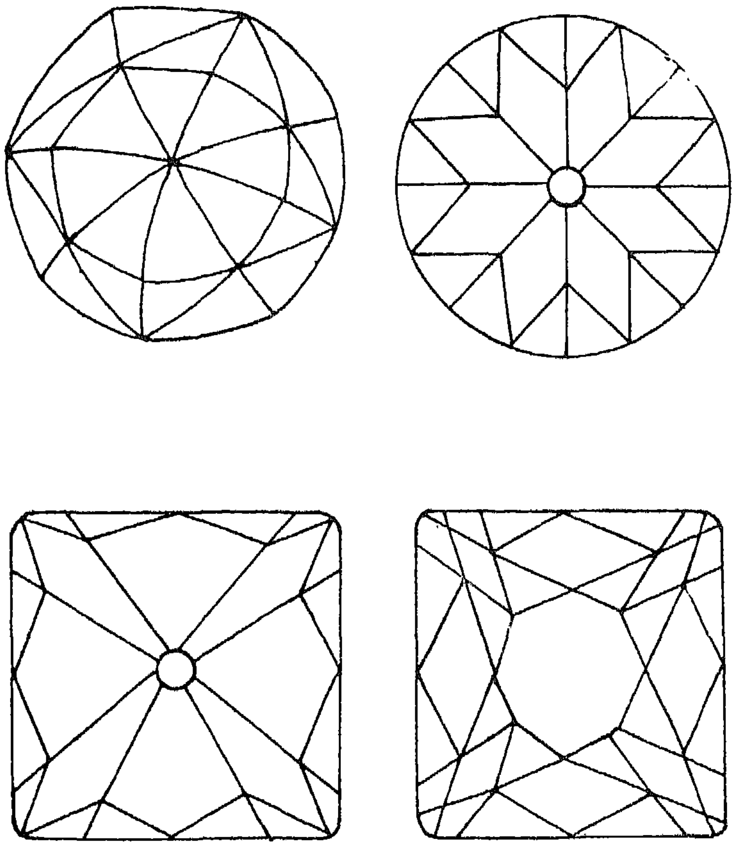
3.2 हीरे

यद्यपि हीरे प्रकृति में मिलते अवश्य हैं किन्तु वे दुर्लभ हैं और इसी कारण बहुत मूल्यवान होते हैं। यह छोटे-छोटे रवों के रूप में या तो चट्टानों में मिलते हैं या नदियों और चश्मों की तलहटियों में। इनका भार और आकार भी काफी भिन्न होता है। अब तक प्राप्त सबसे भारी प्राकृतिक हीरे का भार 620 ग्राम है। दक्षिणी अफ्रीका और कांगों में हीरे की बड़ी-बड़ी खानें हैं। रूस में ऊरल पर्वतों में, आस्ट्रेलिया और मध्य भारत में भी हीरे मिलते हैं।

प्राकृतिक हीरों को अभीष्ट शक्ल में काटा और पालिश किया जाता है, इससे अधिक-से-अधिक चमक आती है और प्रकाश का परावर्तन होता है। हीरों को तराश कर आभूषणों में भी जड़ा जाता है। हालैंड में एम्सटर्डम नामक नगर में हीरों का बहुत बड़ा उद्योग है। बहुत सफाई से कटे हुए और पूर्णत: पारदर्शक हीरों को अंग्रेजी में 'ब्रिलिएंट्स' कहते हैं। चित्र-26 में कुछ नमूने दिखाए गए हैं। ये हीरे बहुत मँहगे होते हैं।

कभी कभी हीरे अशुद्धताओं के कारण रंगीन भी होते हैं। ये नीले, हरे, लाल, गुलाबी या पीले रंग के होते हैं। धातुओं के लेशमात्र से हीरे में रंग आ जाता है। बिल्कुल काले रंग के भी हीरे होते हैं। इन्हें कार्बोनेडो कहते हैं और ये सस्ते होते हैं। हीरे क्योंकि सबसे अधिक कठोर पदार्थ है, इस कारण यह अन्य सख्त चीजों को काटने के काम में लाया जाता है। हीरे से काँच को काटा जाता है और शैलों में भी इसी से छेद किया जाता है। आजकल जितना हीरा निकाला जाता है उसमें से 80 प्रतिशत इस काम आता है। कुछ किस्म के हीरे संश्लिष्ट रूप में भी बनते हैं।

हीरा कार्बन का सघनतम रूप है। इसका अपेक्षित घनत्व 3·5 है। ऊष्मा और विद्युत के लिए यह अचालक है। जब इसे वायु की अनुपस्थिति में बहुत गर्म किया जाता है तो यह ग्रेफाइट का रूप ले लेता है। जब हीरे को ऑक्सीजन की उपस्थिति में खूब गर्म किया जाता है तो यह जल जाता है और इससे कार्बन डाइआक्साइड निकलती है।



चित्र-26. *ब्रिलिएंट्स*

3.3 ग्रेफाइट

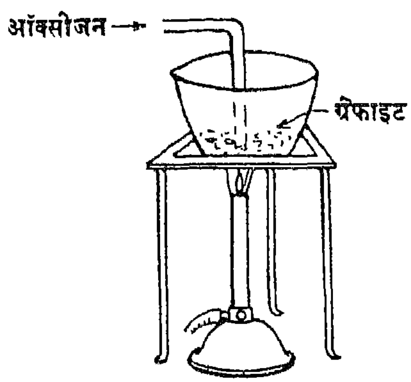
ग्रेफाइट मैक्सिको, कनाडा, मेडागास्कर, कैलिफोर्निया, भारत और लंका की खानों में प्रकृत रूप में मिलता है। यह गहरे धूसर से रंग का पदार्थ है और इसमें कुछ चमक भी होती है। इसका विशिष्ट घनत्व 2·2 है। यह अपारदर्शक होता है और छूने में साबुन जैसा लगता है। कागज पर इससे लकीर खींचने पर इसके सूक्ष्म रवे (क्रिस्टिल) कागज पर रह जाते हैं। शीशे की कही जाने वाली पेंसिलें वास्तव में ग्रेफाइट से ही बनती हैं। ग्रेफाइट वायु में नहीं जलता किन्तु शुद्ध ऑक्सीजन में जल जाता है।

प्रयोग 2.

लोहे के क्रुसिबल या घड़िया में थोड़ा-सा ग्रेफाइट लीजिए और इसे हवा में खूब गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि बहुत गर्म करने पर भी ग्रेफाइट नहीं जलेगा। अब ग्रेफाइट वाले क्रुसिबल को चित्र-27 की तरह इस ढंग से गर्म कीजिए कि इसमें ऑक्सी-

जन की धारा बहती रहे। आप देखेंगे कि ग्रेफाइट ऑक्सीजन में जल जाएगा।

ग्रेफाइट हीरे से इस बात में भिन्न है कि यह विद्युत का चालक भी होता है, भले ही मंद चालक हो। इसी कारण कभी-कभी इससे इलैक्ट्रोड्स भी बनाए जाते हैं। बारीक मिट्टी के साथ मिलाकर इससे क्रुसिबल बनाए जाते हैं जो बहुत ऊँचा तापमान सह सकते हैं। तेल के साथ ग्रेफाइट मिलाकर स्नेहक बनाए जाते हैं। स्नेहक वह पदार्थ होता है जो मशीनों की रगड़ दूर करके उन्हें चिकना करने के काम आता है। बहुत उच्च कोटि का ग्रेफाइट हाल में ही परमाणु-भट्टियों में काम आने लगा है। कोक से भी कृत्रिम रूप से ग्रेफाइट तैयार किया जाता है और यह ग्रेफाइट प्राकृतिक ग्रेफाइट से बहुत अधिक शुद्ध और समांग होता है।



चित्र-27. *ग्रेफाइट ऑक्सीजन में जलता है, वायु में नहीं।*

हीरे और ग्रेफाइट की रासायनिक प्रतिक्रियाएँ एक जैसी होती हैं। दोनों ही अम्ल और क्षार के प्रति स्थायी होते हैं और जलने पर दोनों से कार्बन डाइआक्साइड बनती है, जो अम्लीय होती है।

कार्बन अधातु है। लोहे, ताँबे और सोने जैसे धातुओं की तुलना में यह हल्की होती है। यह विद्युत और ऊष्मा की चालक नहीं होती। ग्रेफाइट मंद चालक होता है और हीरा अचालक।

3.4 कार्बन डाइआक्साइड

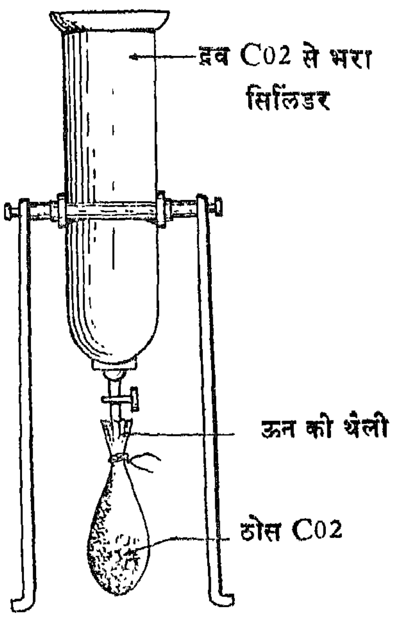
किसी भी रूप में कार्बन के जलने से कार्बन डाइआक्साइड उत्पन्न होती है। जैसाकि पहले बताया जा चुका है, कुछ सीमा तक यह वायु में रहती है। कार्बनिक पदार्थों के जलने और अपघटित होने तथा प्राणियों के साँस लेने के कारण वायु में कार्बन डाइआक्साइड रहती है।

कार्बन डाइआक्साइड रंगहीन गैस है और इसमें कोई गंध भी नहीं होती। वायु से यह 1·5 गुना भारी होती है। सामान्य परिस्थितियों में 1 लिटर कार्बन डाइआक्साइड का भार 1·98 ग्राम होता है। वह पानी में काफी घुल जाती है और दबाव पड़ने पर और अधिक घुल जाती है। इसका जलीय विलय या घोल *कार्बनिक एसिड* कहलाता है। यह स्वाद में तीखा होता है और सोडा-वाटर की तरह इस्तेमाल किया जाता है। इससे नीला लिटमस लाल हो जाता है। कार्बन डाइआक्साइड गैस को दबाव के अधीन और सामान्य तापमान पर तरल रूप में बदला जा सकता है। द्रव कार्बन डाइआक्साइड इस्पात के सिलिंडरों में भर कर रखी जाती है। ठोस कार्बन डाइआक्साइड भी होती है और इसे सूखी बर्फ (ड्राई आईस) कहते हैं।

प्रयोग-3 कार्बन डाइआक्साइड-हिम या सूखी बर्फ कैसे बनाएं

जैसाकि चित्र-28 में दिखाया गया है तरल कार्बन डाइआक्साइड से इस्पात के सिलिंडर को दाब के अधीन उल्टा कर दीजिए। निकासी वाल्व के ऊपर एक छोटा-सा ऊन का काला थैला बाँध दीजिए। वाल्व को कुछ सेकंड के लिए खोलिए ताकि द्रव थैले में तेजी से बह कर आने लगे। आप देखेंगे कि थैले के भीतर की ओर सूखी बर्फ जम जाएगी।

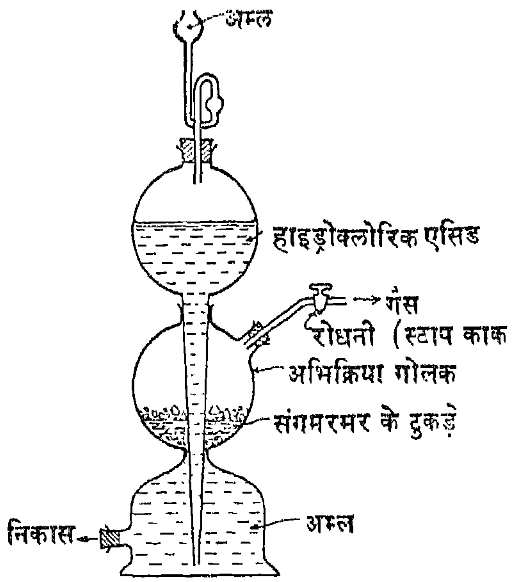
कार्बन डाइआक्साइड बहुत उपयोगी होती है। यह जलने में असहायक होती है और आग बुझा देती है। इसी कारण आग बुझाने के काम आती है। आग बुझाने के यंत्रों में कार्बन डाइआक्साइड ही भरी जाती है। औद्योगिक रूप मे यह कपड़े धोने का सोडा बनाने के काम आती है और चीनी उद्योग तथा पेय पदार्थों में वातन के काम भी आती है। सूखी बर्फ का जल्दी खराब होने वाली वस्तुओं को सुरक्षित रखने में प्रयोग किया जाता है। आइसक्रीम के तैयार करने और भर कर रखने तथा उन कामों में भी इसका उपयोग किया जाता है, जिनके लिए नीचे तापमान की आवश्यकता होती है। प्रकृति में कार्बन डाइआक्साइड का बहुत महत्वपूर्ण स्थान है। सूर्य के प्रकाश और क्लोरोफिल नामक हरे वर्णक की उपस्थिति में पौधों में यह ग्लूकोज और माड़ी के रूप में बदल जाती है।



चित्र 28 सूखी बर्फ का बनाना

औद्योगिक अर्थात बड़े पैमाने पर कार्बन डाइ-आक्साइड चूना बनाने में चूने के पत्थर के जलने से या शर्कराओं अथवा माड़ी के किण्वन होकर अल्कोहल बनने के समय उद्योत्पादन के रूप में प्राप्त होती है।

प्रयोगशाला में इसे प्रायः संगमरमर के टुकड़ों पर वूल्फ बोतल में हाइड्रोक्लोरिक एसिड की अभिक्रिया से तैयार किया जाता है, जैसाकि चित्र-32 (क) में दिखाया गया है। किप के उपकरण में कार्बन डाइआक्साइड भी बनाई जाती है जिसमें से जब और जैसे चाहो गैस बराबर मिलती रहती है। किप का उपकरण चित्र-29 में दिखाया गया है।



चित्र-29. कार्बन डाइआक्साइड की सप्लाई के लिए किप का उपकरण

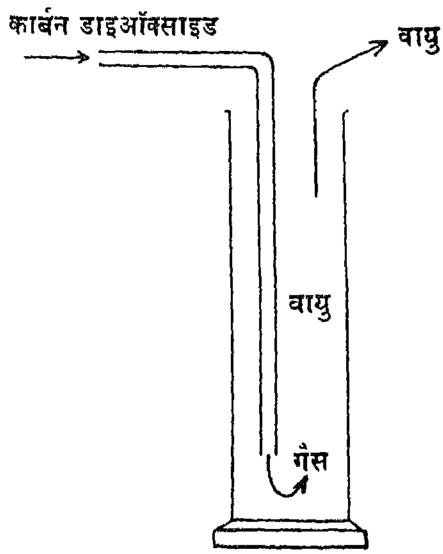
प्रयोग 4.

किप के उपकरण के बीच के गोले में संगमरमर के छोटे-छोटे टुकड़े रखिए। इस गोले के मुँह को

रबड़ की ऐसी डाट से बंद कीजिए जिसमें कॉच का स्टापकाक पड़ा हो। स्टापकाक को खोल कर थोड़ा-सा तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड ऊपर के गोले में छोड़िए और इतना एसिड छोड़िए कि संगमरमर के टुकड़ों को यह छूने लगे। स्टापकाक को बंद कर दीजिए और अधिक एसिड छोड़िए ताकि ऊपर का गोला एक चौथाई भर जाए। अब गैस की सप्लाई करने के लिए उपकरण तैयार है और स्टापकाक खोलकर जब चाहे गैस प्राप्त की जा सकती है। गैस को कुछ जारों में इकट्ठा कीजिए और उसके निम्नलिखित गुणों की ओर ध्यान दीजिए :

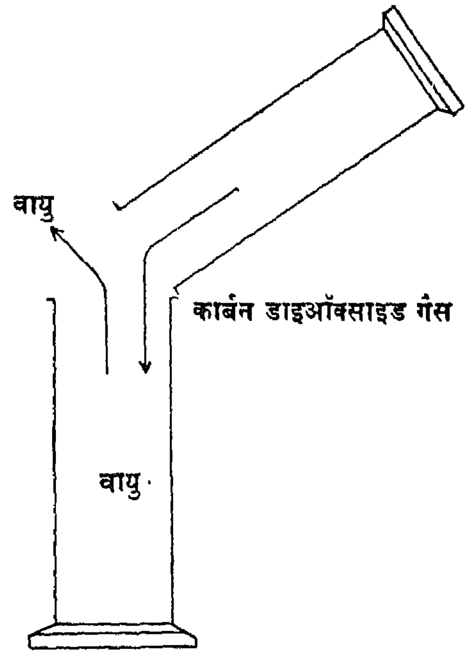
(1) गैस रंगहीन और गंधहीन है।

(2) यह गैस वायु से भारी है और इसे जैसा-कि चित्र-30 (क) में दिखाया गया है ऊपर की ओर वायु के विस्थापन द्वारा इकट्ठा किया जा सकता है।



चित्र-30. (क) कार्बन डाइअक्साइड वायु से भारी होती है। इसे ऊपर की ओर वायु के विस्थापन द्वारा एकत्र किया जा सकता है।

(3) इसे जैसाकि चित्र-30 (ख) में दिखाया गया है, एक जार से दूसरे जार में पलटा जा सकता है।

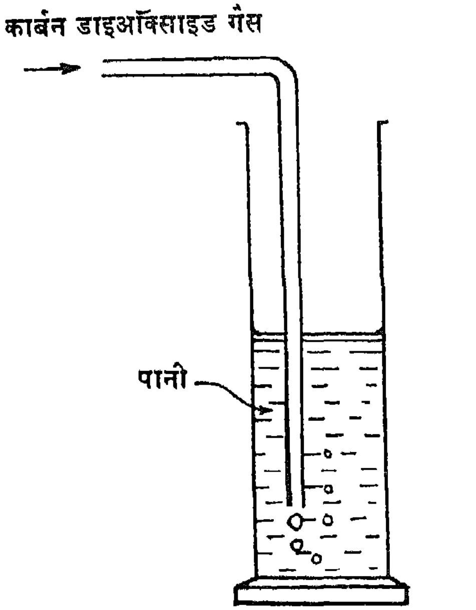


चित्र-30. (ख) कार्बन डाइआक्साइड भारी गैस है। इसे एक जार से दूसरे जार में पलटा जा सकता है।

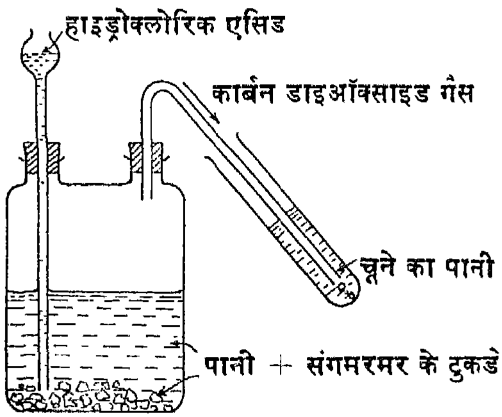
(4) यह जल में घुल जाती है और इसका जलीय घोल नीले लिटमस को लाल कर देता है। (चित्र-31 देखिए)

(5) यह चूने के पानी को दूधिया बना देती है और जब गैस लगातार छोड़ी जाती है तो यह दूधियापन गायब हो जाता है। (देखिए चित्र-32 (क)

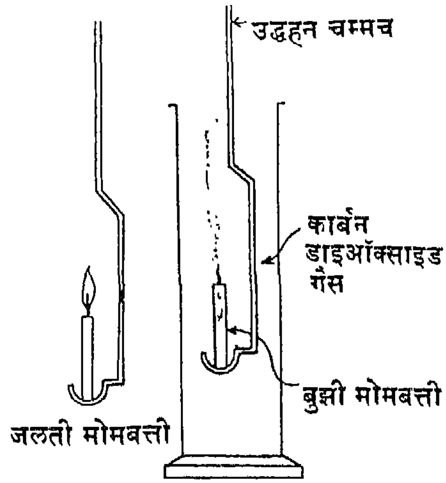
(6) जलती हुई मोमबत्ती इससे बुझ जाती है (देखिए चित्र-32 (ख)



चित्र-31. *कार्बन डाइआक्साइड जल में विलयशील है।*



चित्र-32. (क) *कार्बन डाइआक्साइड चूने के पानी को दूधिया बना देती है।*



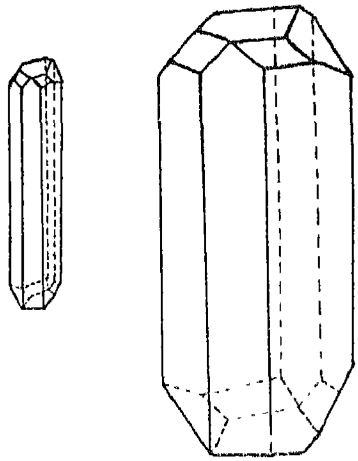
चित्र–32. (ख) *कार्बन डाइआक्साइड से जलती हुई मोमबत्ती बुझ जाती है।*

3.5 गंधक

गंधक भी एक अधातु है जो प्रकृति में मुक्त रूप में मिलती है। सामान्य गंधक पीले रग का ठोस द्रव्य है और इसके विषमलंबाक्ष क्रिस्टल होते हैं। (चित्र-33 देखिए)। यह पानी में नहीं घुलती किन्तु कार्बनिक विलायकों जैसे कार्बन डाइसल्फाइट और कार्बन टैट्राक्लोराइड में शीघ्र घुल जाती है।

प्रयोग 5.

तीन परखनलियाँ लीजिए। एक में पानी, दूसरी में कार्बन डाइसल्फाइड और तीसरी में कार्बन टट्राक्लोराइड लीजिए। तीनों में गंधक का थोड़ा-थोड़ा चूरा डालिए। फिर तीनों को खूब हिलाइए। आप देखेंगे कि गंधक पानी में नहीं घुलती किन्तु अन्य दोनों द्रवों में घुल जाती है। इन घोलों को वाच ग्लासों में लेकर इनका वाष्पन कीजिए। ऐसा करने पर गंधक के सुन्दर पीले क्रिस्टल (रवे) बन जाएँगे।



चित्र–33. *गंधक के विषमलंबाक्ष क्रिस्टल*

प्राकृतिक रूप में गंधक या तो भूमि की ऊपरी परत के नीचे, गहरी तलहटियों में या ज्वालामुखी क्षेत्रों में भूमि के ऊपर ही पाई जाती है। संयुक्त राज्य अमेरिका, इटली और जापान में भारी मात्रा में गंधक होती है। इटली में गंधक की खानें सिसली में ज्वालामुखियों के पास मिलती हैं। संसार की 13 प्रतिशत गंधक वहीं से मिलती है। संयुक्त राज्य अमेरिका में टैक्सास और लुइसियाना के पास भूमि में लगभग 1000 फुट की गहराई पर मिलती है। यह भी दुनिया भर मे गंधक का बहुत बड़ा भंडार माना जाता है।

3.6 उत्पादन और शोधन

यदि पृथ्वी की सतह पर गंधक पाई जाती हो तो साधारण खनन द्वारा इसे निकाला जा सकता है। यदि यह गहराई पर पाई जाती है तो इसे गर्म हवा और अति तप्त पानी छोड़कर बाहर निकाला जाता है। यह गंधक 99 5 प्रतिशत शुद्ध होती है। आसवन और ऊर्ध्वपातन द्वारा इसे और अधिक शुद्ध किया जा सकता है। अशुद्ध गंधक को ऐसे वर्तनों में गर्म किया जाता है जो ठंडे कक्ष से जुड़े होते हैं। ठंडे कक्ष में जाकर गंधक की वाष्प ठंडी पड़ जाती है और आरंभ में हल्के पीले रंग के चूर्ण के रूप में जमा होने लगती है। इस चूर्ण को *गंधक के फूल* कहते हैं। कुछ देर के बाद कक्ष गर्म हो जाता है और उसके फर्श पर एक द्रव्य-सा दिखाई देने लगता है। पिघली हुई इस गंधक को शलाकाओं का रूप दे दिया जाता है और इन्हें गंधक शलाका कहते हैं।

3.7 गंधक का महत्व

गंधक महत्वपूर्ण रासायनिक पदार्थ है और बहुत-से उद्योगो में काम आती है। गंधक का अम्ल या तेजाब भी इसीसे बनता है। रबड़ उद्योग में वैकल्नीकरण भी गंधक से ही किया जाता है। एबोनाइट भी कच्चे रबड़ और गंधक के मेल से बनता है जो विद्युत रोधन पदार्थ है। बारूद जैसे विस्फोटक पदार्थ और *अल्ट्रामैरिन* नामक नीले वर्णक गंधक से ही बनते हैं। कार्बन डाइसल्फाइड जैसे विलायक भी इसी से तैयार होते हैं। कीड़े मारने में भी इसका इस्तेमाल किया जाता है और कुछ दवाओं में भी गंधक काम में लाई जाती है।

3.8 गंधक के रूप और तात्विक विशेषताएँ

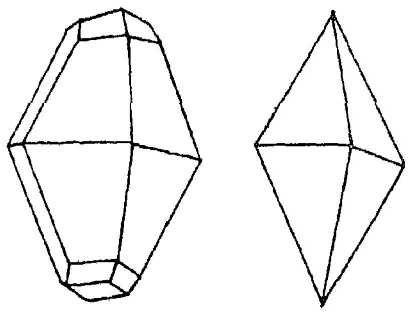
कार्बन की तरह गंधक भी कई रूपों में पाई जाती है। कुछ रवेदार (क्रिस्टलीन) और कुछ रवाहीन होते हैं। इन सबके ऑक्सीजन में जलने से सल्फर डाइआक्साइड ही बनता है। किसी रूप में भी एक ग्राम गंधक के जलने से उतनी ही मात्रा में अर्थात 2 ग्राम सल्फर डाइआक्साइड बनता है।

गंधक के जो भिन्न-भिन्न रूप हैं उनके केवल भौतिक गुणों में ही अंतर दिखाई देता है और इसी कारण इन्हें गंधक का अप्ररूपी रूपांतरण कहते हैं।

साधारण गंधक रवेदार या क्रिस्टलीय होती है। यह कार्बन डाइसल्फाइड और बेंजीन जैसे विलायकों में से विषमलंबाक्ष क्रिस्टलों का रूप धारण करती है जैसाकि चित्र-33 में दिखाया गया है। गर्म करने पर अन्य रवेदार पिंडों के समान गंधक भी पिघल जाती है। यह जिस तापमान पर पिघलती है उसे *गलनांक* कहते हैं। *विषमलंबाक्ष गंधक* का गलनांक 112·8 डिग्री सेंटीग्रेड है। इसका विशिष्ट घनत्व 2·07 है।

प्रयोग 6. एकनताक्ष गंधक का बनाना

थोड़ी-सी साधारण गंधक लेकर उसे एक प्याली में पिघलाइए और फिर इसे धीरे-धीरे तब तक ठंडा कीजिए जब तक इसके ऊपर एक पपड़ी न जम जाए। इस पपड़ी में सूई से छेद कर दीजिए और तरल गंधक को इसमें से बाहर निकाल लीजिए। बची हुई गंधक में गहरे पीले रंग की सुई जैसे रवे (क्रिस्टल) होंगे जैसेकि चित्र-34 में दिखाए गए हैं। इसे B-सल्फर (*Greek*—B-*Sulphur*) या *एकनताक्ष गंधक* कहते हैं। यह 119·2 डिग्री सें० पर पिघलती है और इसका विशिष्ट घनत्व 1·96 होता है। यह 119·2 डिग्री सें० और 95·5 डिग्री सें० के बीच में स्थायी रहती है। इससे नीचे तापमान पहुँचने पर फिर से विषमलंबाक्ष गंधक में बदल जाती है।



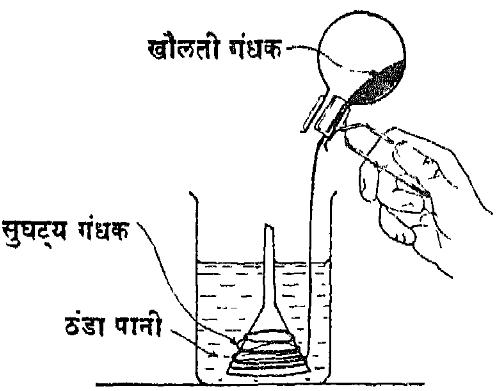
चित्र-34. *गंधक के एकनताक्ष क्रिस्टल*

प्रयोग 7. सुघट्य गंधक का बनाना

एक गोल तली की फ्लास्क में पिसी हुई गंधक शलाका लीजिए और इसे हल्के-हल्के गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि जब गंधक को धीरे-धीरे गर्म करके खौलने के बिंदु तक गर्म किया जाता है तो इसमें बड़े मनोरंजक परिवर्तन होते हैं। यह 112·8 डिग्री सें० पर पीले द्रव्य में बदल जाती है। फिर और अधिक गर्म करने पर लाल भूरे रंग की हो जाती है और 250 डिग्री सें० पर यह इतनी श्यान हो जाती है कि इसे फ्लास्क से बाहर नहीं पलटा जा सकता।

लगभग 300 डिग्री सें० पर श्यान गंधक फिर से गतिशील हो जाती है और 444·6 डिग्री सें० पर यह खौलने लगती है और इसमें से नारंगी-पीले रंग की वाष्प निकलने लगती है। आप यह भी देखेंगे कि खौलती हुई गंधक को जब धीरे-धीरे ठंडा किया जाता है तो इसमें पहले जैसे ही परिवर्तन उलटी दिशा में होने लगते हैं। अब खौलती हुई तथा पिघली हुई गंधक को एक बीकर में पतली-सी धार से ठंडे पानी में उलटाई हुई कीप पर छोड़िए जैसाकि चित्र-35 में दिखाया गया है। आप देखेंगे कि गंधक गाढ़ी-गाढ़ी भूरे रंग की डोरी की तरह बन जाएगी। वह *सुघट्य गंधक* है। यह रवाहीन गंधक है और यह पानी तथा कार्बन डाइसल्फाइड में नहीं घुलती। किन्तु इस रूप में भी यह अस्थायी

होती है और यदि इसे एक दिन ऐसे ही रखा जाए तो यह फिर विषमलंबाक्ष रूप धारण कर लेती है। जब खौलती हुई गंधक की वाष्प को एकदम ठंडा किया जाता है तो यह *गंधक के फूलों* (फ्लावर्स ऑफ सल्फर) के रूप में *संघनित हो जाती है।*



चित्र-35. *सुघट्य गंधक का बनाना*

गुणों की दृष्टि से गंधक भी कार्बन की तरह एक प्ररूपी अधातु है। यह अचालक है। इसके तार नहीं खींचे जा सकते और न ही इसे धातुओं की तरह हथौड़े से पीट कर बढ़ाया जा सकता है। यह ताँबे, लोहे और जस्त जैसी धातुओं से संयोजित होकर यौगिक बनाती है, जिन्हें *सल्फाइड* कहते हैं। यह वायु या ऑक्सीजन में जल जाती है और इससे सल्फर डाइऑक्साइड निकलती है जो अम्लीय होती है और नीले लिटमस को लाल कर देती है। जब खौलती हुई गंधक में से हाइड्रोजन गुजारी जाती है तो एक महत्वपूर्ण गैसीय यौगिक बन जाता है। उसे *हाइड्रोजन सल्फाइड* कहते हैं। गंधक अधातुओं से भी सयोजित होती है किन्तु धातुओं की अपेक्षा कम ओज से संयोजित होती है। जब गंधक कोक के साथ बहुत प्रबलता से गर्म की जाती है तो गंधक और कार्बन के मेल से एक महत्वपूर्ण विलायक तैयार होता है जिसे *कार्बन डाइसल्फाइड* कहते हैं।

3.9 सल्फर डाइऑक्साइड

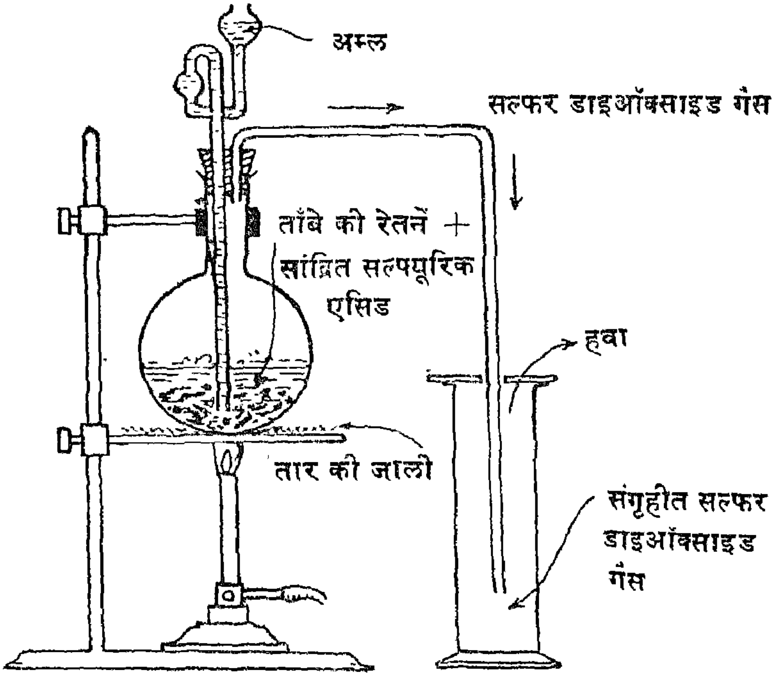
जब गंधक को या लोहे के सल्फाइड जैसे धातुओं के सल्फाइडों को हवा में जलाया जाता है तो सल्फर डाइऑक्साइड गैस तैयार होती है। उद्योगों में भी यह इसी ढंग से तैयार की जाती है। प्रयोगशाला में यह आमतौर से ताँबे की छीलन और सांद्रिक गंधक के तेजाब के साथ गर्म करने से बनाई जाती है। नीचे के प्रयोग में इस विधि को समझाया गया है।

प्रयोग 8.

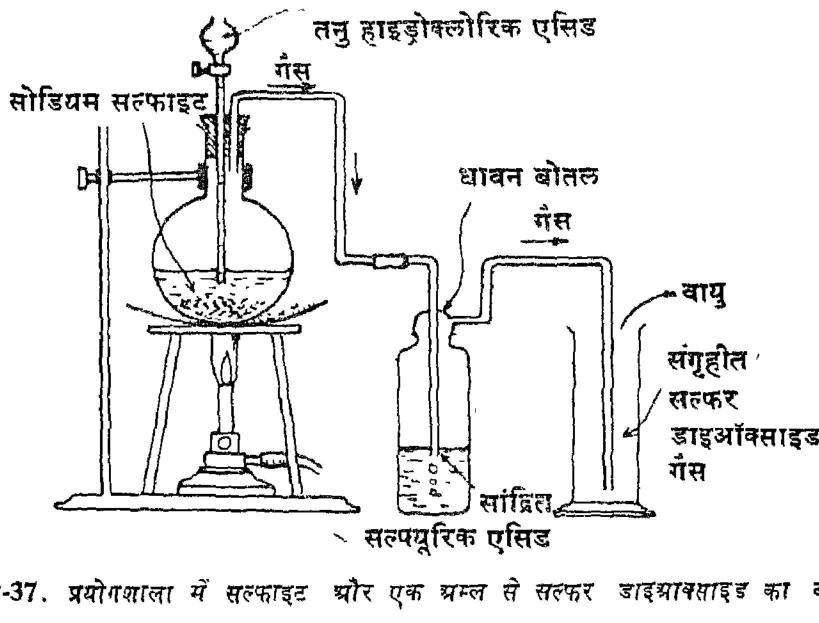
250 घन सें० के गोल तली के फ्लास्क में थोड़ी-सी ताँबें की छीलन लीजिए। अब इसे एक थिसिल कीप और निकासी नलकी से जोड़िए जोकि चित्र-36 की तरह गैस जार मे पड़ी हुई हो।

कीप में से फ्लास्क में थोड़ा-सा सांद्रित गंधक का तेजाब (सल्फ्यूरिक एसिड) छोड़िए। तारों की जाली नीचे रखकर फ्लास्क को गर्म कीजिए। अब क्रिया आरंभ होगी। ताँबे से गंधक का तेजाब अपघटित होगा और सल्फर डाइऑक्साइड बन जाएगी। हवा के ऊपर के विस्थापन द्वारा जारों मे गैस भरिए।

प्रयोगशाला में सल्फर डाइऑक्साइड और भी आसानी से तैयार किया जा सकता है। इसकी विधि यह है कि जैसाकि चित्र-37 में दिखाया गया है, ठोस सोडियम सल्फाइट पर गंधक का तेजाब या हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है।



चित्र-36. प्रयोगशाला में ताँबे और सांद्रित गंधक के तेजाब से सल्फर डाइआक्साइड का बनाना



चित्र-37. प्रयोगशाला में सल्फाइड और एक अम्ल से सल्फर डाइआक्साइड का बनाना

गैस के गुणों का ध्यान से अध्ययन कीजिए और आप देखेंगे कि—

(1) गैस रंगहीन होती है और इसकी गंध दम घोटने वाली होती है।

(2) गैस वायु से भारी होती है।

(3) यह गैस पानी में बहुत ही अच्छी तरह विलीन हो जाती है, और इसके बाद जो घोल बनता है, वह अम्लीय होता है।

प्रयोग 9. झरना प्रयोग

एक फ्लास्क में सूखी सल्फर डाइआक्साइड ले लीजिए। फ्लास्क के मुँह में ऐसी डाट लगाइए जिसमें से काँच की नली गुजर रही हो। काँच की नली समेत फ्लास्क को उलट दीजिए ताकि काँच की नली रंगीन पानी में डूबी रहे। यह पानी चित्र-38 की तरह नीले लिटमिस से रंगीन किया गया हो। आप देखेंगे कि कुछ देर बाद रंगीन पानी फ्लास्क में चढ़ता है और फव्वारे की तरह पानी नलकी से निकलने लगता है और नीले की बजाय लाल होता चला जाता है। इससे यह पता चलता है कि फ्लास्क में जो गैस है वह अम्लीय प्रकृति की है।

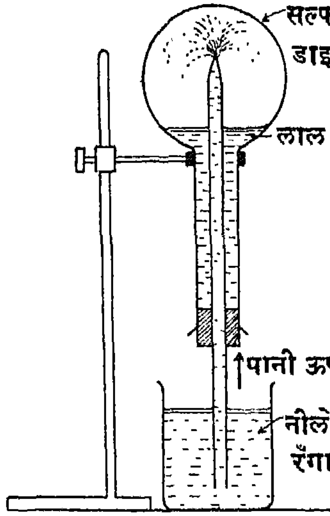
(4) गैस जलती नहीं।

प्रयोग 10.

गैस से भरे हुए एक जार में जलती हुई लकड़ी की खपची डालिए। आप देखेंगे कि खपची एकदम बुझ जाएगी और गैस भी नहीं जलेगी।

(5) अम्ल युक्त पोटासियम परमैंगनेट के घोल को यह गैस रंगहीन कर देती है जबकि यह घोल में से गुजरती है या घोल ऐसे जार में उलट दिया जाता है जिसमें गैस भरी हो।

(6) लाल फलालेन के गीले टुकड़े का यह गैस रंग उड़ा देती है। इसी तरह यदि गैस भरे जार में रंगीन फूल डाला जाए तो उसका रंग भी उड़ जाता है।



चित्र-38. *फव्वारे का प्रयोग*

सल्फर डाइआक्साइड उपयोगी पदार्थ है। औद्योगिक निर्माण में यह सलफ्यूरिक एसिड या गंधक का तेजाब बनाने के काम आता है। गंधक का तेजाब प्रयोगशाला में बहुत महत्वपूर्ण अभिकर्मक होता है और रसायन उद्योग में इससे और बहुत-से रसायन बनते हैं।

सल्फर डाइआक्साइड बहुत से अतिसूक्ष्म जीवाणुओं को मार डालता है और इस कारण यह फफूंद और जीवाणुओं को नष्ट करने के काम आता है। खुबानी और प्रून (Prunes) जैसे फलों को सुखा कर रखने में यह परीक्षक का काम देता है। चूने के पानी में सल्फर डाइआक्साइड के घोल से लकड़ी से कागज तैयार होता है। तिनकों, ऊन और रेशम का रंग उड़ाने के

लिए सल्फर डाइआक्साइड का इस्तेमाल किया जाता है।

3.10 हाइड्रोजन सल्फाइड या सल्फरेटेड हाइड्रोजन

हाइड्रोजन सल्फाइड बहुत ही दुर्गंध वाली रंगहीन गैस है। किन्तु रासायनिक विश्लेषण में यह बहुत उपयोगी होती है। हर रसायन प्रयोगशाला में यह गैस आपको मिलेगी और यह चित्र-29 (देखिए कार्बन डाइआक्साइड) में दिखाए गए किप के उपकरण में तैयार होती है। चित्र-23 में दिखाई गई वूल्फ बोतल में तनु अम्ल (प्रायः *गंधक का तेजाब*) आयरन सल्फाइड पर डालने से भी यह गैस बनती है। वायु से ऊपर की ओर विस्थापन द्वारा यह गैस जमा की जाती है। यह ध्यान रखें कि गैस की गंध बहुत *अप्रिय* और सड़े अंडों की जैसी गंध होती है। साथ ही यह गैस *विषैली* भी होती है।

हाइड्रोजन सल्फाइड वायु से कुछ भारी होती है। यह पानी में घुल जाती है और इसका जलीय घोल हल्का अम्लीय होता है। क्षारों के साथ इसकी अभिक्रिया से सल्फाइड बनते हैं। बहुत-से धातु लवणों के साथ इसकी अभिक्रिया से रंगीन सल्फाइड बनते हैं।

प्रयोग 11.

किप के उपकरण से हाइड्रोजन सल्फाइड ताँबे, सीसे, कैडमियम और ऐंटीमनी के लवणों के घोलों में छोड़िए। गैस छोड़ने पर सब घोलों में अलग-अलग रंग (काला, पीला और नारंगी) आएगा।

प्रयोग 12.

हाइड्रोजन सल्फाइड भरे जार में जलता हुआ फीता डालिए। आप देखेंगे कि यह गैस ज्वलनशील है और इसके जलने से नीली लौ निकलती है।

3.11 फॉस्फोरस

फॉस्फोरस भी एक और अरूपी अधातु है। यह प्रकृति में शुद्ध रूप में नहीं मिलती क्योंकि यह अत्यंत अभिक्रियाशील है। यह बहुत महत्वपूर्ण और उपयोगी मूलतत्व है और यह तीन रूपों में पाई जाती है। सामान्य फॉस्फोरस प्रायः पीला पिंड होती है और शुद्ध रूप में यह रंगहीन होती है। इसी कारण इसे *श्वेत फॉस्फोरस* कहते हैं। देखने में यह मोम जैसी जलती है और इतनी मुलायम होती है कि इसे सरलता से चाकू से काटा जा सकता है। यह 44·2 डिग्री सें० के नीचे तापमान पर पिघल जाती है और 380·5 डिग्री सें० पर खौलने लगती है। इसका विशिष्ट घनत्व 1·82 होता है। वायु में 40 डिग्री सें० पर यह स्वतः जल उठती है, इसलिए इसे वायु के संपर्क में नहीं रखना चाहिए। पानी का इस पर कोई प्रभाव नहीं होता, इसी कारण इसे पानी में ही रखना चाहिए।

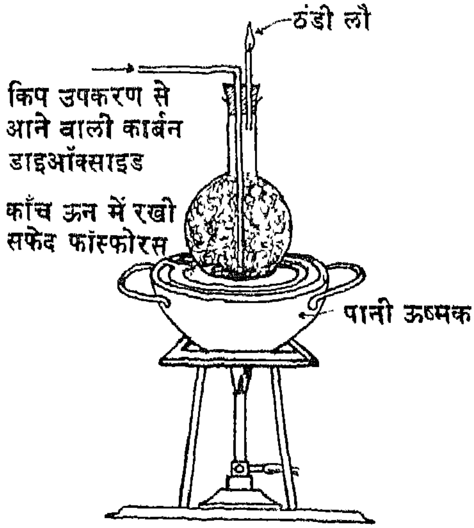
कार्बन डाइसल्फाइड, बेंजीन और जैतून (आलिव) के तेल में फॉस्फोरस जल्दी ही घुल जाती है। जब इसे वायु में गर्म किया जाता है तो यह ऑक्सीजन में मिल जाती है। यह मिलने से फॉस्फोरस पेंटाक्साइड बनता है जो अम्लीय होता है। सामान्य तापमान पर धीरे-धीरे वायु के साथ अभिक्रिया करती है और इससे सफेद प्रकाश निकलता है जो अँधेरे में अच्छी तरह दिखाई देता है। इस घटना को *स्फुरदीप्ति* (फॉस्फोरेसेन्स) कहते हैं।

प्रयोग 13. स्फुरदीप्ति (फॉस्फोरेसेन्स) की घटना

सफेद फॉस्फोरस के कुछ टुकड़े लेकर काँच तंतुओं के बीच में रखकर एक फ्लास्क में रखिए

जिसमें चित्र-39 की तरह काँच की नलियाँ लगी हों। फ्लास्क में से कार्बन डाइऑक्साइड गैस की धारा गुजारिए। फ्लास्क को पानी के ऊष्मक में गर्म कीजिए। इस उपकरण को बंद कमरे में रखिए। आप देखेंगे कि काँच की नली के ऊपर से ठंडी लौ निकल रही है। इसी को स्फुरदीप्ति या फॉस्फोरेसेन्स कहते हैं।

सावधानी : सफेद फॉस्फोरस विषैली होती है और इसकी थोड़ी-सी मात्रा से भी मृत्यु हो जाती है।



चित्र 39. स्फुरदीप्ति

जब सफेद फॉस्फोरस को वायु के संपर्क के बिना बहुत समय तक 250 से 300 डिग्री सें० पर गर्म किया जाता है तो यह स्थायी रूप में बदल जाता है जिसे लाल फॉस्फोरस कहते हैं। प्रकाश की उपस्थिति में भी धीरे-धीरे यही परिवर्तन होता है। लाल फॉस्फोरस सफेद फॉस्फोरस से बहुत भिन्न होता है। इसका विशिष्ट घनत्व 2·20 होता है। यह कार्बन डाइसल्फाइड में नहीं घुलती और न ही इससे स्फुरदीप्ति होती है। वायु के साथ भी यह धीरे-धीरे ही अभिक्रिया करती है। यह इतनी विषैली नहीं होती और इसी कारण इस प्रकार की फॉस्फोरस व्यवहार में सुरक्षित रहती है। यह वायु में अपेक्षाकृत अधिक ऊँचे तापमान (260 डिग्री) पर जलती है और इससे भी वही ऑक्साइड (पेंटा-क्साइड) व सफेद फॉस्फोरस के अनुपात में ही बनता है। 500 से 600 डिग्री सें० तक लाल फॉस्फोरस को गर्म करके सफेद फॉस्फोरस में बदला जा सकता है। हवा का संपर्क न रहने और वाष्प को ठंडा करने पर ऐसा होता है। जब लाल फॉस्फोरस को 350 डिग्री सें० तक दाब के अधीन गर्म किया जाता है तो यह एक और प्रकार के फॉस्फोरस में बदल जाता है जिसे *काला फॉस्फोरस* कहते हैं। देखने में यह ग्रेफाइट से मिलता-जुलता होता है। काला फॉस्फोरस केवल 490 डि० सें० पर जलता है और यह फॉस्फोरस का सघनतम रूप है जिसका विशिष्ट घनत्व 2·70 होता है।

इस प्रकार फॉस्फोरस तीन अपररूपी रूपांतरणों में पाई जाती है। इसे और सरल पदार्थों में नहीं तोड़ा या बाँटा जा सकता। इस कारण इसे मूल-तत्व ही माना जाता है, जिसके विशेष प्रकार के अधात्विक गुण होते हैं।

3.12 फॉस्फोरस का उत्पादन

प्रकृति में फॉस्फोरस संयुक्त रूप से फॉस्फेट शिलाओं (अपरिष्कृत कैल्सियम फॉस्फेट) में व्यापक रूप में पाई जाती है। हड्डियों में फॉस्फोरस काफी परिणाम में होती है। इसी कारण या तो यह फॉस्फेट शिलाओं या हड्डियों से तैयार की जाती है। इनमें से जिस पदार्थ से फॉस्फोरस बनानी हो उसे पीस कर और रेते तथा कोयले (कोक) में मिलाकर वायु की अनुपस्थिति में बिजली की

भट्ठी में गर्म किया जाता है। फॉस्फोरस वाष्प के रूप में भट्ठी में से निकलती है और पानी के नीचे सफेद फॉस्फोरस के रूप में संघनित हो जाती है।

3.13 फॉस्फोरस के उपयोग

फॉस्फोरस के दो महत्वपूर्ण यौगिक बनते हैं। इनमें से एक फॉस्फोरस पेंटाक्साइड होता है जिसमें जल की वाष्प सोखने और दूसरे यौगिकों में से पानी को अलग करने की क्षमता बहुत होती है। अतः प्रयोगशाला में इसी काम के लिए इसका इस्तेमाल किया जाता है। दूसरा यौगिक फॉस्फोरिक एसिड है जो फॉस्फोरस पेंटाक्साइड को पानी में विलय करके बनाया जाता है। इससे महत्वपूर्ण लवण तैयार होते हैं जिन्हें फॉस्फेट कहा जाता है। फॉस्फोरस सैनिक उपयोगों में भी काम आता है। जब यह जलता है तो इससे घना सफेद धुआँ निकलता है, इसलिए इससे धूमपट्ट गोले बनाए जाते हैं।

संक्षेप

कार्बन एक ठोस प्रकार का मूलतत्व है। यह *अपररूपता* प्रकट करती है और एक से अधिक रूप में पाई जाती है। इसके प्रत्येक रूप के रासायनिक गुण समान होते हैं परंतु भौतिक गुण भिन्न होते हैं। *हीरा और ग्रेफाइट* कार्बन के रवेदार या क्रिस्टलीय रूप है। जबकि कोक और लकड़ी का कोयला अक्रिस्टलीय या रवाहीन रूप हैं। कार्बन एक खास प्रकार की अधातु है। जलने पर इससे कार्बन डाइआक्साइड निकलती है, जो प्रकृति में *प्रकाशसंश्लेषण* द्वारा एक बहुत बड़ा काम करती है।

गंधक एक मूलतत्व है जो ठोस होती है। यह पीले रंग की होती है और कार्बन डाइसल्फाइड में घुल जाती है।

गंधक प्ररूपी अधातु है। यह अपररूपी रूपों में पाई जाती है जो रवेदार या रवेहीन दोनों ही प्रकार के होते हैं।

वायु में गंधक (सल्फर) जल जाती है और इससे सल्फर डाइआक्साइड बनता है और यह हाइड्रोजन से भी संयुक्त हो जाती है और इससे हाइड्रोजन सल्फाइड बनता है।

सल्फर डाइआक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड सल्फर से ही बनते हैं।

फॉस्फोरस एक मूलतत्व है। यह ठोस रूप में मिलता है और कई अपररूपों (लाल, सफेद और काले) में पाया जाता है। सफेद फॉस्फोरस ज्वलनशील पदार्थ है और यह बहुत अधिक विषैला होता है। मुँह बंद बोतलों में यह पानी के नीचे सुरक्षित रहता है।

फॉस्फोरस से *स्फुरदीप्ति (फास्फोरेसेन्स)* प्रकट होती है अर्थात् *अँधेरे में यह चमकती है*।

फॉस्फोरस एक प्ररूपी अधातु है।

जब फॉस्फोरस वायु में या ऑक्सीजन में जलती है तो इससे फॉस्फोरस पेंटाक्साइड बनता है जो पानी में घुल जाता है और इसके पानी में घुलने से फॉस्फोरिक ऐसिड बनता है।

फॉस्फोरस हड्डियों का एक अवयव है।

अधातुएँ ऑक्सीजन से मिलकर रासायनिक यौगिक बनाती है जिन्हे ऑक्साइड कहते हैं। यह ऑक्साइड पानी में घुल जाते हैं और घुलने से जो यौगिक बनते हैं वे अम्ल कहे जाते हैं।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. कार्बन के भिन्न-भिन्न रूपों का नाम लीजिए। इनमें अंतर क्या है?
2. अप्ररूपता का क्या अर्थ है? अपने उत्तर को कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस के उदाहरण देकर समझाइए।
3. ग्रेफाइट, हीरे, काजल और कोक के प्रमुख उपयोग बताइए।
4. आप यह कैसे प्रकट करेंगे कि कार्बन के भिन्न-भिन्न रूप रासायनिक रूप से समान होते हैं।
5. उस गैस का नाम बताइए जो बहुत अधिक मात्रा में वायु या ऑक्सीजन में कार्बन के जलने से बनती है?
6. प्रयोगशाला में कार्बन डाइआक्साइड बनाने की विधि बताइए?
7. जीवन में कार्बन ऑक्साइड का महत्व दर्शाइए। इससे आग क्यों बुझ जाती है?
8. किप के उपकरण का एक साफ चित्र बनाइए और इस बात को स्पष्ट कीजिए कि कार्बन डाइआक्साइड बनाने में इनका क्या उपयोग है।
9. अधातु की विशेषताएँ बताइए।
10. हम यह कैसे कह सकते हैं कि गंधक एक तत्व है? इसके महत्वपूर्ण प्रयोग भी बताइए।
11. गंधक के महत्वपूर्ण अप्ररूपी रूपों का नाम लीजिए। ये कैसे बनते हैं?
12. उस गैस का नाम बताइए जो गंधक के वायु या ऑक्सीजन में जलाने से तैयार हो जाती है। प्रयोगशाला में इसके बनाने की विधि बताइए।
13. हाइड्रोजन सल्फाइड क्या है और प्रयोगशाला में यह कैसे बनाया जाता है?
14. इस बात को समझाइए कि ताँबे और चाँदी के बर्तन हवा में काले क्यों पड़ जाते हैं।
15. क्या होता है जब:
    क) संगमरमर के टुकड़े जब अम्ल के संपर्क में आ जाते हैं।
    ख) चूने का पत्थर गर्म किया जाता है।
    ग) कोक जलता है।

घ) चूने के पानी में से कार्बन डाइऑक्साइड गैस गुजरती है ।

च) वायु या ऑक्सीजन में गंधक जलती है ।

छ) सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड में जब ताँबे की रेतनी गर्म की जाती हैं ।

ज) सोडियम सल्फाइट की हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अभिक्रिया होती है ।

झ) पिघली हुई गंधक में जब हाइड्रोजन गुजारी जाती है ।

ट) जब पोटासियम परमैंगनेट के अम्लीय घोल मे से सल्फर डाइआक्साइड होकर जाती है ।

ठ) कॉपर सल्फेट के घोल में से हाइड्रोजन सल्फाइट गैस फूँकी जाती है ।

16. हम यह क्यों कहते हैं कि फॉस्फोरस एक प्ररूपी अधातु है ?

17. फॉस्फोरस की बंद बोतलों को पानी के नीचे क्यों रखते हैं ?

18. फॉस्फोरस की रूपता के बारे में संक्षिप्त नोट लिखिए ।

19. प्रकृति में फॉस्फोरस कैसे मिलती है । इसे कैसे निकाला जाता है ?

20. फॉस्फोरस के उपयोग बताइए ।

21. जब फॉस्फोरस वायु या ऑक्सीजन में जलाई जाती है तो कौनसी वस्तु बनती है ? इस वस्तु के उपयोग बताइए ।

22. श्वेत फॉस्फोरस और लाल फॉस्फोरस में क्या अंतर है ?

अध्याय 4

कुछ सामान्य धातुएँ

4.1 धातुओं की विशेषताएँ

हम अब तक कुछ सामान्य वस्तुओं के रसायन का अध्ययन कर चुके हैं जो कि अधातुएँ कहलाती हैं। धातुएँ भी मूलतत्व हैं और इनके गुण स्पष्ट रूप से भिन्न होते हैं। सोना *धातु* का एक प्ररूपी उदाहरण है। यह बहुत भारी होता है और इसमें बड़ी चमक होती है तथा यह बिजली और ऊष्मा दोनों का चालक है। इसके बहुत पतले-पतले तार खींचे जा सकते हैं और इसके इस गुण को *तन्यता* कहते हैं। हथौड़े से पीट कर इसके बहुत बारीक वर्क भी बनाए जा सकते है। इस गुण को *अघातवर्ध्यता* कहते हैं। सब धातुओं में प्रायः सारे ही अभिलक्षण पाए जाते हैं।

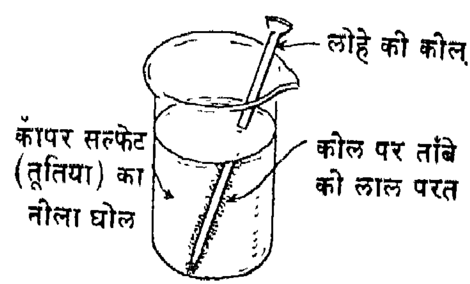
बहुधा जब दो या अधिक धातुओं को इकट्ठा पिघला दिया जाता है तो जो हमे समांगी पदार्थ मिलते हैं, उन्हें *मिश्र धातु या अलाय* कहते है; जैसे पीतल, काँसा और जंगरोधी इस्पात (स्टेनलेस स्टील)। पारे की मिश्र धातु को *पारद-धातु मिश्रण या अमलगम* कहते हैं। इसके अलावा धातुएँ ऑक्सीजन से संयोजित होती हैं और इससे ऑक्साइड बनते हैं। ये ऑक्साइड अम्लों में घुल कर लवण बनाते हैं। ये *ऑक्साइड क्षारकीय ऑक्साइड* कहलाते है और कार्बन की सहायता से ये फिर धातुओं में बदल जाते हैं।

प्रयोग 1.

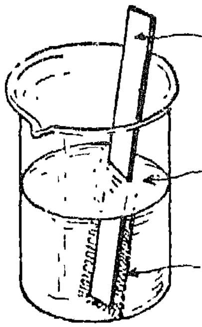
शुद्ध ताँबे का एक तार लेकर उसे बुन्सन ज्वाला (बर्नर) में खूब गर्म कीजिए, जब तक कि यह काला न पड़ जाए। गर्म होने से ताँबा वायु की ऑक्सीजन से संयुक्त होकर ताँबे के काले ऑक्साइड में बदल जाता है।

ऑक्सीकृत ताँबे के तार को एक बीकर में हाइड्रोक्लोरिक एसिड में रखिए। आप देखेंगे कि काला ऑक्साइड घुल जाएगा और ताँबे के लवण का हरे रंग का घोल तैयार हो जाएगा।

बहुत-सी धातुएँ अम्लों में घुल जाती हैं और इससे लवण बन जाते हैं। घटिया धातुएँ उत्कृष्ट धातुओं को विस्थापित कर देती हैं। उदाहरण के लिए जस्त सोने को, लोहा ताँबे को और ताँबा चाँदी को विस्थापित कर देता है (चित्र-40 तथा 41)।



चित्र-40. *लोहे द्वारा ताँबे का विस्थापन*



चित्र-41. *ताँबे द्वारा चाँदी का विस्थापन*

प्रयोग 2. घोल में एक धातु का दूसरी धातु में विस्थापन

एक बीकर में थोड़ा-सा कॉपर सल्फेट का घोल लीजिए। इस घोल में लोहे की एक कील डालिए। आप देखेंगे कि थोड़ी देर में लोहे की कील के ऊपर ताँबे की लाल परत जम जाएगी। यह ताँबा घोल में से निकल कर जमा हुआ है। कील का लोहा घोल में घुल कर आयरन सल्फेट बनाता है। (देखिए चित्र-40)। ताँबे की तुलना में लोहा घटिया धातु है और यह अधिक अभिक्रियाशील है।

कुछ सामान्य धातुओं का प्रारंभिक रसायन नीचे दिया जाता है।

4.2 सोना

सोना बहुत प्राचीन काल से एक परिचित धातु है। संसार के कई भागों में यह शुद्ध रूप में मिलता है, परंतु बहुत दुर्लभ है। इस पर वायु, जल, क्षारों, अम्लों और अग्नि का कोई प्रभाव नहीं होता। इस गुण के कारण यह बहुमूल्य धातु समझी जाती है। इसे उत्कृष्ट धातु कहते हैं और यह आभूषणों और सिक्कों के बनाने में व्यापक परिमाण में काम आती है।

4.3 सोने की प्राप्ति और उत्पादन

संसार के बहुत-से भागों में प्राकृतिक सोना मिलता है। कभी-कभी इसके जलोढ कण या टुकड़े भी मिलते हैं, किन्तु सामान्यतः यह स्फटिक में छोटे-छोटे कणों की शक्ल में ही मिलता है। भारत में सोना —कोलार (मैसूर राज्य) की खानों से मिलता है। कुछ नदियों के जलोढ निक्षेपों में जैसे स्वर्ण रेखा, ब्रह्मपुत्र और सिन्धु के जलोढ निक्षेपों में सोने के सूक्ष्म कण होते हैं।

सोना या तो पारदन प्रक्रिया द्वारा या सायनाइड प्रक्रिया द्वारा निकाला जाता है।

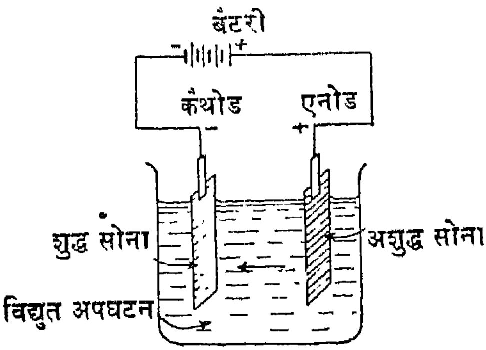
(1) *पारदन प्रक्रिया :* बारीक रेते या सोने वाली स्फटिक को पानी में गारे की तरह सान लिया जाता है। इस गारे को अमलगमित ताँबे की पत्तरों पर डाला जाता है। सोने के कण पारद के साथ पारद-धातु मिश्रण बनाते हैं और ताँबे की पत्तरों पर जम जाते हैं। इस धातु मिश्रण या अमलगम को खुरच कर इसका आसवन किया जाता है। पारद अर्थात् पारा आसवित हो जाता है और इसे इकट्ठा कर दिया जाता है और सोना अवशिष्ट रह जाता है। (देखिए प्रयोग 4.)। किन्तु अब यह विधि पुरानी पड़ती जा रही है।

(2) *सायनाइड प्रक्रिया :* जिस मिट्टी या स्फटिक में सोना होता है उसे खूब बारीक पीसकर और पानी में मिलाकर उसे ढलवाँ मेज पर ऊपर से छोड़ा जाता है। सोने के कण भारी होने के कारण ढलवाँ मेज पर अटक जाते हैं और हल्की अशुद्धताएँ बह जाती हैं। इस प्रकार सोने

के जो कण इकट्ठे किए जाते हैं उन्हें पोटासियम सायनाइड के तनु घोल में मिलाया जाता है और इसके बाद 24 घंटों तक हवा लगने के लिए खुला रख दिया जाता है। सोना पोटासियम सायनाइड में वायु की उपस्थिति में घुल जाता है। छने हुए घोल में ताजा जस्त की छीलन डाल कर अवक्षेप के रूप में इसे छान लिया जाता है। इसके बाद वैद्युत अपघटन द्वारा इसे शोध लिया जाता है।

प्रयोग 3.

एक सेल में जलीय पोटासियम सायनाइड में घुले गोल्ड क्लोराइड का घोल लीजिए और इसमें से विद्युत की धारा गुजारिए। पोटासियम सायनाइड इसमें विद्युत अपघट्य होता है। अशुद्ध सोने की पतरी को एनोड और शुद्ध सोने की पतरी को कैथोड बनाया जाता है, जैसा कि चित्र-42 में दिखाया गया है। आप देखेंगे कि कैथोड वाली पतरी पर शुद्ध सोना जमा होने लगता है और यह पतरी भारी होने लगती है।



चित्र 42. *विद्युत अपघटन द्वारा सोने का शोधन।*

सावधानी : सायनाइड अत्यन्त विषैला होता है और इसे बहुत से पानी से धो डालना चाहिए।

4.4 सोने के गुण

सोना पीले रंग का ठोस पदार्थ है और बड़ा चमकदार होता है। इसमें जो भौतिक गुण होते हैं उनका पहले ही उल्लेख किया जा चुका है। यह स्थायी धातु होती है और अत्यन्त संक्षारण निरोधी होती है। फिर भी यह एकुवा रेजिया में घुल जाती है। (एकुवा रेजिया 1 : 3 के अनुपात में सांद्रित नाइट्रिक एसिड और सांद्रित हाइड्रोक्लोरिक का मिश्रण होता है)। ऐसा करने से गोल्ड क्लोराइड बनता है जो सोने के लवणों में सबसे अधिक महत्वपूर्ण होता है। वायु की उपस्थिति में यह पोटासियम या सोडियम सायनाइड के घोल में घुल जाता है। पारे में सोना घुलकर जो पदार्थ बनता है उसे गोल्ड *अमलगम* कहते हैं। जब इसे गरम किया जाता है तो पारा अलग हो जाता है और सोना पीछे बच रहता है।

प्रयोग 4.

सोने के एक तार को पारे में डुबाइए। आप देखेंगे कि तार पर चाँदी के रंग का सफेद मुलम्मा चढ़ जाएगा। बुन्सन ज्वाला में इसे गर्म कीजिए और इसे टांग्स या चिमटे से पकड़ लीजिए। आप देखेंगे कि सफेद मुलम्मा गायब होता जा रहा है और सोने का तार पहले जैसा चमकदार और पीला निकलता आ रहा है।

सावधानी : पारे की वाष्प जहरीली होती है।

शुद्ध सोना मुलायम होता है किन्तु ताँबे या चाँदी जैसी अन्य धातुओं के मेल से यह कठोर हो जाता है। इस कठोर सोने को *स्वर्ण धातु मिश्रण* कहते हैं और इससे ही सिक्के और गहने बनते हैं।

गोल्ड ऑक्साइड विशेष परिस्थितियों में बनता है। गर्म होने पर यह अस्थायी हो जाता है और

सोने और ऑक्सीजन में अपघटित हो जाता है। यह ऑक्साइड अम्लों में घुल जाता है और घुलने से सोने के लवण बनते हैं और इस प्रकार यह क्षारकीय होता है। इसी प्रकार का एक लवण, गोल्ड क्लोराइड है। सोने के लवणों से बहुत-से उपयोगी पदार्थ तैयार किए जाते हैं। इनमें से एक *पर्पल ऑफ कैसियस* कहलाता है। यह पदार्थ काँच की चूड़ियों और पोर्सिलिन को गहरा लाल रंग देने के काम आता है।

प्रयोग 5.

एक परखनली में गोल्ड क्लोराइड का थोड़ा-सा तनु घोल लीजिए। इसमें थोड़ा-सा स्टेनस क्लोराइड और कुछ स्टैनिक क्लोराइड डालिए। इस पर आप गहरे नील लोहित अवक्षेप देखेंगे। इसी को *पर्पल ऑफ कैसियस* कहते है।

4.5 चाँदी

चाँदी एक और परिचित धातु है। यह भी मूल्यवान धातु होती है किन्तु सोने के समान उत्कृष्ट नही। वायु से यह काली पड़ जाती है और अम्लों का भी इस पर प्रभाव होता है—प्राचीन काल से लोग चाँदी को जानते थे और जिन प्रयोगो के लिए सोना काम आता है उन्ही के लिए चाँदी का इस्तेमाल किया जाता है।

4.6 चाँदी की प्राप्ति और उत्पादन

चाँदी प्राकृतिक अथवा शुद्ध अवस्था में मैक्सिको और नार्वे में मिलती है। यह अपने यौगिकों के रूप में भी पाई जाती है जो प्रायः क्लोराइड (हार्न सिल्वर) और सल्फाइड (अर्जनटाइट) होते हैं। जिस प्रकार सोना पारद-धातु मिश्रण प्रक्रिया और सायनाइड प्रक्रिया द्वारा तैयार किया जाता है, उसी प्रकार चाँदी का भी उत्पादन होता है। यह वैद्युत अपघटन द्वारा शुद्ध की जाती है।

4.7 चाँदी के गुण और उपयोग

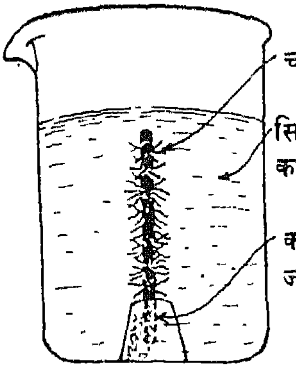
शुद्ध चाँदी भारी और श्वेत ठोस पदार्थ है, जिसमें चमक होती है। यह अत्यन्त तन्य और आघातवर्ध्य होती है। यह ऊष्मा और विद्युत की सबसे अच्छी चालक है। इस पर बहुत अधिक पालिश की जा सकती है। यह काली भी पड़ जाती है अर्थात ऐसी वायु के संपर्क में आने से, जिसमें हाइड्रोजन सल्फाइड का संदूषण हो। चाँदी की पन्नी द्वारा इस बात को दिखाया जा सकता है। इस पर जल, क्षारों और अधिकांश अम्लों का प्रभाव नही होता। नाइट्रिक एसिड में यह बहुत शीघ्र घुल जाती है और इससे सिल्वर नाइट्रेट बनता है जो कि चाँदी का सबसे महत्वपूर्ण लवण है।

चाँदी के लवणों के घोलों में जस्त द्वारा चाँदी को विस्थापित कर दिया जाता है क्योंकि यह अधिक अभिक्रियाशील होता है। चाँदी के लवणों में से चाँदी निकालने के लिए इस गुण का प्रयोग किया जाता है।

प्रयोग 6. रजत वृक्ष (सिल्वर ट्री) का बनाना

जैसा कि चित्र-43 में दिखाया गया है एक ऐसे बीकर में साधारण सांद्रण का थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए, जिस बीकर की तली में एक डाट में जस्त की एक छड़ी लगी हो। एक घंटे के बाद आप देखेंगे कि छड़ के चारों ओर चाँदी के रवे एक सुंदर पेड़ की शक्ल में जमा हो जाएँगे। इसे *रजत वृक्ष* या *सिल्वर ट्री* कहते हैं।

चाँदी से धातु मिश्रण (अलाय) भी बनते हैं। यह पारे में घुल जाती है और इससे पारद-रजत धातु मिश्रण बनता है। जब इस अमलगम को गर्म किया जाता है तो पारा आसवित होकर निकल



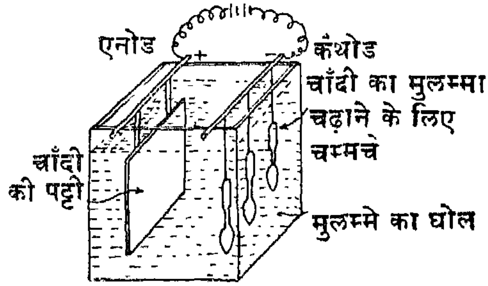
चित्र 43. रजत वृक्ष (जस्त द्वारा चाँदी का विस्थापन)

जाता है और चाँदी बच रहती है। चाँदी का ऑक्साइड भी होता है जो क्षारकीय होता है। किन्तु बहुत गर्म करने पर यह चाँदी और ऑक्सीजन में अपघटित हो जाता है।

चाँदी मुख्यत: आभूषण बनाने के काम आती है। इसके अलावा इसके सिक्के और बर्तन भी बनाते है। चाँदी का मुलम्मा चढ़ाने के लिए सिल्वर नाइट्रेट का प्रयोग किया जाता है।

प्रयोग 7. ताँबे या पीतल की वस्तुओं पर चाँदी का मुलम्मा चढ़ाना।

वैद्युत अपघटन ऊष्मक में थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट घोल लीजिए जिसमें पोटासियम सायनाइड का आधिक्य हो। पोटासियम सिल्वर सायनाइड का यह घोल विद्युत अपघट्य बन जाता है। जिस वस्तु पर चाँदी चढ़ानी होती है उसे विद्युत अपघट्य में लटका देते हैं और यह कैथोड बन जाता है। ऊष्मक में दूसरी ओर शुद्ध चाँदी की एक प्लेट लटका दी जाती है जो चित्र-44 की तरह एनोड बन जाती है। इसके बाद बिजली की धारा छोड़ दीजिए। आप देखेंगे कि वस्तु पर चाँदी का मुलम्मा चढ़ जाएगा।



चित्र 44. *चाँदी का मुलम्मा चढ़ाना*

सिल्वर नाइट्रेट और अमोनियम क्लोराइड तथा अमोनियम ब्रोमाइट की अभिक्रिया से सिल्वर हैलाइड बनते हैं जो कि फोटोग्राफी में काम आते हैं।

प्रयोग 8.

एक परखनली में थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए। इसमें अमोनियम ब्रोमाइड का कुछ घोल डालिए। उस पर आपको सिल्वर ब्रोमाइड का पीलापन लिए सफेद रंग का अवक्षेप दिखाई देगा। अवक्षेप के कुछ भाग को प्रकाश के लिए प्रभाव्य रखिए। आप देखेंगे कि यह गहरे धूसर रंग का हो जाएगा। अवक्षेप के दूसरे भाग की सोडियम थायोसल्फेट से अभिक्रिया कीजिए जो *हाइपो* के नाम से भी जाना जाता है। आप देखेंगे कि *हाइपो* के घोल में अवक्षेप घुल जाएगा। सिल्वर ब्रोमाइड के यही गुण इसे फोटोग्राफी में उपयोगी बना देते हैं।

4.8 ताँबा

ताँबा एक और सामान्य धातु है। इसका भी अत्यन्त प्राचीन काल से मनुष्य इस्तेमाल करता रहा है। ताँबे और रांगे के मेल से बनी कांस्य

Bronze) का बहुत-सा सामान बनता है और हुत लोग उसका इस्तेमाल करते थे।

[.9 ताँबे की प्राप्ति और उत्पादन

शुद्ध धातु के रूप में ताँबा अमरिका में बड़ी ात्रा में मिलता है। यद्यपि यह अपने ऑक्साइडों ौर कार्बनेटों के रूप में भी मिलता है किन्तु ताँबे ा सबसे सामान्य स्रोत इसका सल्फाइड होता है नसे कॉपर पाइराइट कहते हैं। ऑक्साइडों और ार्वनेटों में से शुद्ध ताँबा धातु ऑक्साइडों और ार्बनेटों को कार्बन (कोक) के साथ गर्म करने ; प्राप्त होता है। पाइराइटों का किसी काम के लए प्रयोग करना बहुत कठिन है और इसका योग करने के लिए और धातु का उत्पादन करने ; लिए विशेष अभिक्रिया की आवश्यकता पड़ती ;।

विद्युत अपघटन द्वारा धातु शोधी जाती है।

4.10 ताँबे के गुण और उपयोग

ताँबा एक भारी, लाल रंग की धातु होती है। ;समें काफी चमक रहती है। यह बहुत तन्य तथा ाघातवर्ध्य होती है। इसी गुण के कारण इससे बहुत ातले तार और पन्नी तैयार की जा सकती है। बिजली ौर ऊष्मा की भी यह धातु अच्छी चालक है। सोने ौर चाँदी से यह कम उत्कृष्ट होती है और इसी कारण यह नम वायु में जल्दी ही संक्षारित हो जाती है। संक्षारण से हल्के हरे रंग का एक विषैला यौगिक बनता है जिसे *वर्डीग्रिस* कहते हैं। चाँदी की तरह ताँबा भी बहुत से रसायनों के लिए प्रतिरोधी होती है। फिर भी नाइट्रिक एसिड और गर्म सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड (गंधक के तेजाब) में यह धातु घुल जाती है और इससे लवण बनते हैं। ताँबे के लवणों में कॉपर सल्फेट (तूतिया) सबसे अधिक महत्वपूर्ण होता है जिसका उल्लेख अध्याय-5 में किया गया है। लोहे द्वारा ताँबे के लवणों के घोल में से ताँबा विस्थापित कर दिया जाता है क्योंकि लोहा अधिक अभिक्रियाशील होता है। (देखिए प्रयोग 2)। ताँबे के दो ऑक्साइड बनते है, एक काला जो अधिक सामान्य होता है और दूसरा लाल। ताँबे के ऑक्साइड क्षारकीय होते हैं और अम्लों में घुल जाते हैं जिससे लवण बनते हैं। ताँबे से भी धातु मिश्रण और पारद-धातु मिश्रण बनते हैं। ताँबे के कुछ महत्वपूर्ण धातु मिश्रण (अलाय) हैं: कांस्य (ताँबा + राँगा), *पीतल* (ताँबा + जस्त) और *जर्मन सिल्वर* (ताँबा + जस्त + निकल)।

विद्युत उद्योग में ताँबे का बहुत प्रयोग होता है। इसके अलावा इसके सिक्के और भभके भी बनते हैं।

4.11 राँगा या टिन

प्रागैतिहासिक काल से मनुष्य टिन या राँगे से परिचित है। इस धातु का सबसे महत्वपूर्ण स्रोत इसका ऑक्साइड है, जिसे *टिन-स्टोन* कहते हैं जिसे कोक के साथ अपचयन करके धातु निकाली जाती है।

4.12 राँगे के गुण और उपयोग

टिन या राँगा चाँदी की तरह सफेद चमकदार धातु होती है। यह कोमल और आघातवर्ध्य होती है और इसकी पन्नी आम चीज है। वायु और जल का इस पर प्रभाव नहीं होता किन्तु यह क्षारों और अम्लों में घुल जाती है जिससे हाइड्रोजन और लवण बनते हैं।

टिन वायु या ऑक्सीजन में जल जाती है और इससे ऑक्साइड बनते है जो क्षारकीय होते

हैं। इसके ऑक्साइड अम्लों में घुल जाते हैं जिससे लवण बनते हैं। इन लवणों में से स्टैनस क्लोराइड सबसे महत्वपूर्ण होता है। लोहा राँगे के लवणों के घोल में से राँगे को विस्थापित कर देता है।

प्रयोग 9.

स्टैनस क्लोराइड का सांद्रित घोल एक बीकर में लेकर उसमें लोहे के कुछ तार डालिए। आप देखेंगे कि तारों पर सफेद चमकदार मुलम्मा चढ जाएगा। यह तार पिनें बनाने के काम आते हैं।

टिन बहुत उपयोगी धातु है। ताँबे और लोहे की चीजों पर टिन का मुलम्मा चढ़ाने में यह बहुत काम आती है और इससे पन्नी भी बनती है। इससे कई उपयोगी अलाय जैसे कांस्य और मुलायम टाँका (सीसा+राँगा) बनते हैं। यह पारद में घुल जाती है और इससे जो अमलगम बनता है उसे *टिन अमलगम* कहते है।

4.13 सीसा

प्रकृति में सीसा शुद्ध रूप से नहीं मिलता। यह मुख्यत: सल्फाइड के रूप में मिलता है जिसे *गैलेना* कहते हैं। इससे सीसा प्राप्त करने के लिए पहले सल्फाइड को भूना जाता है और फिर इसका अपचयन किया जाता है।

4.14 सीसे के गुण और उपयोग

सीसा भारी, चमकदार, नीले-(धूसर) रंग की धातु होती है। वह काफी मुलायम होती है और इसे चाकू से काटा जा सकता है। इससे कागज पर काला निशान पड़ जाता है। यह तन्य और आघातवर्ध्य होती है। यह ऊष्मा और विद्युत की चालक है। वायु और बहुत से अम्लों की यह प्रतिरोधक है, किन्तु नाइट्रिक एसिड में तुरंत घुल जाती है। इससे लैड नाइट्रेट बनता है जो सीसे का सबसे महत्वपूर्ण लवण होता है। लैड एसिटेट इसका एक और महत्वपूर्ण लवण होता है। सीसे के बहुत से ऑक्साइड बनते हैं, जिनमें से अधिकांश अम्लों में घुल जाते है और घुलने पर जो लवण बनते है वे क्षारकीय होते हैं। सीसे के लवण विषैले होते है। सीसे के नमूने आसानी से मिल जाते हैं और इनकी सहायता से इसके गुणों का अध्ययन किया जा सकता है।

नल (पाइप), बिजली के तारों के आच्छद, संचायक सैलो की प्लेटों और गंधक अम्ल (सल्फ्यूरिक एसिड) बनाने के काम में आने वाले कक्ष (चैम्बरों) में सीसे का काफी प्रयोग होता है। इससे कई उपयोगी अलाय या धातु मिश्रण बनते हैं और पारे के साथ एक अमलगम भी बनता है। अलायों में से कुछ *मुद्रण धातु* (सीसा+एन्टीमनी+टिन) और मुलायम टाँका (सीसा+टिन) बनाने के काम आती है।

4.15 पारा

पारद या पारा भी एक ऐसी ही धातु है जो बहुत प्राचीन काल से मनुष्य को ज्ञात है। यहाँ यह जानना भी अच्छा होगा कि प्राचीन काल में हिन्दू लोग पारद के यौगिकों से बहुत-से रोगों की चिकित्सा करते थे।

पारे का मुख्य स्त्रोत इसका एक सल्फाइड है जिसे लाल *सिंगरफ* या *सिनाबार* कहते हैं, और जो स्पेन में मिलता है। सिनाबार को वायु में भून कर इससे धातु निकाली जाती है। सल्फाइड पहले ऑक्साइड में बदलता है और फिर इसका

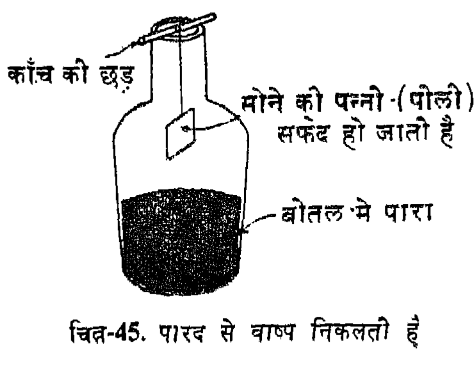
अपघटन शुद्ध धातु और ऑक्सीजन में होता है।

4.16 पारद के गुण और उपयोग

पारद ही केवल ऐसी ज्ञात धातु है जो तरल होती है। अध्ययन के लिए यह आसानी से मिल जाती है। यह सफेद रंग की होती है और इसमें बड़ी चमक होती है। यह बहुत भारी होती है और इसका विशिष्ट घनत्व 13·6 है। ऊष्मा और विद्युत की यह अच्छी चालक है। इसी कारण यह वायु दाबमापी (बैरोमीटर), तापमापी (थर्मामीटर) और दाबांतरमापी (मैनोमीटर) जैसे यंत्रों में इस्तेमाल की जाती है। सामान्य तापमान पर इस धातु से वाष्प निकलती है। पारद की वाष्प अत्यन्त विषैली होती है, इसलिए इसे खुले डिब्बों या बर्तनों आदि में नही रखना चाहिए।

प्रयोग 10.

डाट लगी हुई बोतल में थोड़ा-सा पारा लीजिए। जैसा कि चित्र-45 में दिखाया गया है, पारे के ऊपर सोने की एक पतरी लटकाइए। आप देखेंगे कि धीरे-धीरे यह पतरी सफेद हो जाएगी। इससे यह पता चलता है कि सामान्य तापमानों पर भी पारद में से वाष्प निकलती है और सोने की पतरी पर जम जाती है जिससे पतरी का रंग पीले से सफेद हो जाता है।



चित्र-45. *पारद से वाष्प निकलती है*

वायु, जल और क्षारों का पारे पर कोई प्रभाव नहीं होता। फिर भी इसे 360 डिग्री सें० पर गर्म किया जाए तो ऑक्सीजन से मिल कर पारे का लाल ऑक्साइड बन जाता है जिसे *मरक्यूरिक ऑक्साइड* कहते हैं। जब इस ऑक्साइड को और अधिक तापमान पर गर्म किया जाता है तो यह पारद और ऑक्सीजन में अपघटित हो जाता है। ऑक्साइड अम्लो में घुल जाता है जिससे लवण बनते हैं और इस कारण ये क्षारकीय होते हैं।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड और तनु सल्फ्यूरिक एसिड का पारे पर कोई प्रभाव नहीं होता। गर्म सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड और नाइट्रिक एसिड में पारा घुल जाता है और इससे संगत लवण (सल्फेट और नाइट्रेट) बनते हैं। मरक्यूरस क्लोराइड को *कैलोमल* और मरक्यूरिक क्लोराइड को *कोरोसिव सब्लीमेट* कहते हैं। ये दोनों पारद के महत्वपूर्ण लवण हैं जिनका औषधियों में प्रयोग होता है। पारे के सभी लवण जहरीले होते हैं और इस कारण इनके इस्तेमाल में सावधानी बरतनी चाहिए।

4.17 ऐल्युमिनियम

यद्यपि ऐल्युमिनियम शुद्ध रूप में नहीं मिलता किन्तु यौगिकों के रूप में यह बहुत व्यापक परिमाण मे बिखरा हुआ मिलता है। उदाहरण के लिए साधारण मिट्टी में ऐल्युमिनियम सैलीकेट होता है। फिर भी ऐल्युमिनियम का मुख्य स्त्रोत इसका ऑक्साइड है जिसे *बॉक्साइड* कहते हैं। शुद्ध किए हुए बॉक्साइड को विद्युत द्वारा अपघटित करके ऐल्युमिनियिम निकाला जाता है। शुद्ध ऐल्यु-मिनियम कैथोड पर जमा होता है। ऐल्युमिनियम के निर्माण की यही विधि है।

4.18 ऐल्युमिनियम के गुण और उपयोग

ऐल्युमिनियम बहुत रूपों में मिलता है। ऐल्युमिनियम सफेद धातु है, जिसमें चमक होती है। यह बहुत हल्की, तन्य और आघातवर्ध्य धातु है। बिजली और ऊष्मा की भी यह चालक होती है। जल और वायु की क्रिया की यह प्रतिरोधक है। 100 डिग्री सें० पर ऐल्युमिनियम का चूर्ण जल को अपघटित कर देता है, जिससे हाइड्रोजन निकलती है।

ऐल्युमिनियम हाइड्रोक्लोरिक और सल्फ्यूरिक एसिडों में घुल जाता है जिससे संगत लवण (क्लोराइड और सल्फेट) बनते है। यह ऑक्सीजन में जलती है जिसमें ऑक्साइड बनते हैं जो अम्लों में घुल कर लवण बनाते हैं और इस कारण यह लवण क्षारकीय होते है। ऐल्युमिनियम के सबसे महत्वपूर्ण लवण ऐल्युमिनियम क्लोराइड, ऐल्युमिनियम सल्फेट और फिटकरी होते है। ऐल्युमिनियम के बहुत-से उपयोग है। खाना बनाने के हर प्रकार के बर्तन ऐल्युमिनियम से बनते हैं। रंग-रोगन, उद्योग में ऐल्युमिनियम का चूर्ण इस्तेमाल होता है। विद्युत उद्योग में ऐल्युमिनियम के तार काम आते है।

कुछ उपयोगी धातु मिश्रण अर्थात अलाय भी ऐल्युमिनियम से बनते है। इसमें से कुछ महत्वपूर्ण हैं; मैग्नेलियम, (मैग्नीसियम + ऐल्युमिनियम), *ऐल्युमिनियम कांस्य* (90–98 प्रतिशत *कांस्य* + 2-10 प्रतिशत ऐल्युमिनियम) और ड्यूरलुमिन (ऐल्युमिनियम + ताँबा + मैग्नीसियम और मैंगेनीज की सूक्ष्म मात्रा)। यह अलाय वायुयान बनाने तथा बाइसिकिल के पुर्जे बनाने के काम आते है।

4.19 लोहा

यद्यपि प्रायः सभी उल्का पिंडों में शुद्ध लोहा मिलता है किन्तु प्रकृति में लोहा शुद्ध रूप में नहीं पाया जाता है। यह प्रायः ऑक्साइड, कार्बोनेट और सल्फाइड के रूप में मिलता है। लोहा मुख्यतः हैमेटाइट नामक ऑक्साइड से निकाला जाता है। इसके लिए ऑक्साइड को चूने के पत्थर और कोक के साथ मिलाकर *झोंका भट्ठी* नामक एक विशेष भट्ठी में गर्म किया जाता है। पिघले हुए लोहे को रेत के बने हुए साँचों में जमा किया जाता है। इस प्रकार बने हुए लोहे को *ढलवाँ लोहा*, या *कच्चा लोहा* कहते हैं। यह लोहा भंगुर होता है। विशेष विधियों द्वारा कच्चे लोहे को *पिटवाँ लोहे* में बदला जाता है जो आघातवर्ध्य होता है। कच्चे लोहे को इसी प्रकार इस्पात में परिवर्तित किया जाता है जो कठोर और सशक्त होता है। इन तीनों प्रकार में कार्बन की मात्रा भिन्न-भिन्न होती है। सामान्य लोहा नम वायु में जंग पकड़ लेता है। किन्तु आजकल हम लोग जंगरोधी इस्पात अर्थात स्टेनलेस स्टील से परिचित हैं, जिस पर जंग नहीं लगती और जिसका बहुत से कामों के लिए प्रयोग किया जाता है, विशेष रूप से खाना पकाने के बर्तनो में। इस्पात में निश्चित मात्रा में क्रोमियम और निकिल मिलाकर जंगरोधी इस्पात तैयार किया जाता है।

4.20 लोहे के गुण और उपयोग

लोहा सामान्यतः बहुत-से रूपों में मिलता है। यह धूसर से सफेद रंग की धातु है। यह तन्य और आघातवर्ध्य है। किन्तु लोहे का यह गुण कार्बन और अन्य अशुद्धताओं के अनुसार बदलता रहता है। लोहा ऊष्मा और विद्युत का चालक है।

ऑक्सीजन के साथ मिल कर लोहे का ऑक्साइड बनता है। यह ऑक्साइड अम्लों में घुल कर लवण बनाता है जो क्षारकीय होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक

एसिड और सल्फ्यूरिक एसिड में लोहा घुल जाता है जिससे संगत लवण (क्लोराइड और सल्फेट बनते हैं। लोहे से दो प्रकार के लवण बनते हैं जो फेरस और फैरिक लवण कहलाते हैं। इन सबमें सबसे अधिक महत्वपूर्ण फेरस सल्फेट और फैरिक क्लोराइड है जो प्रयोगशाला में अभिकर्मक की भाँति काम आते हैं। लोहा बहुत ही उपयोगी धातु है और बहुत से उद्योग इसी पर आधारित हैं। सभी प्रकार की मशीनरी, लोहे की छड़ें, गर्डर, चादरें आदि बहुत-सी चीजें लोहे से बनती हैं। इस्पात का प्रयोग युद्ध पोतों और टैंकों की आर्मर प्लेटें बनाने मे किया जाता है। जंगरोधी इस्पात से हर प्रकार के बर्तन बनते हैं। उच्च कोटि की चाकू, छुरियाँ आदि भी इसीसे बनती हैं।

संक्षेप

धातुएँ मूलतत्व हैं। वे ऑक्साइड बनाती हैं जो क्षारकीय होते हैं।

धातुओं में केवल पारद ही तरल होती है। अन्य धातुएँ ठोस होती हैं।

सोना उत्कृष्ट धातुओं में से एक है। इस पर सामान्य अम्लों और क्षारों का प्रभाव नहीं होता। फिर भी यह एक्वारेगिया में घुल जाता है और वायु की उपस्थिति में पोटासियम सायनाइड में घुल जाता है। अन्य धातुएँ अकार्बनिक खनिज अम्लों में घुल जाती हैं।

धातुएँ आमतौर से आघातवर्ध्य और तन्य होती हैं अर्थात उन्हें हथोड़े से पीटकर चादरों या पन्नी के रूप में बढ़ाया जा सकता है या खींचकर उनके तार बनाए जा सकते हैं। वे बिजली और ऊष्मा की चालक होती हैं और साधारणतया भारी होती हैं। सबसे अच्छी चालक चाँदी होती है और उसके बाद ताँबा।

अम्लों के साथ अभिक्रिया द्वारा धातुएँ लवण बनाती हैं।

धातुओं को जब वायु या ऑक्सीजन में गर्म किया जाता है तो उनसे ऑक्साइड बनते हैं।

लोहा, तीन रूपों में इस्तेमाल किया जाता है; कच्चा या ढलवाँ लोहा, पिटवाँ लोहा और इस्पात।

चाँदी, पारा, राँगा (टिन) और ऐल्युमिनियम सफेद होते हैं।

सोना पीला होता है। ताँबा लाल होता है। सीसा नीला-धूसर होता है। लोहा भूरा-धूसर सफेद होता है।

अलाय या धातु-मिश्रण दो या अधिक धातुओं का समांगी मिश्रण है।

अलाय शुद्ध धातुओं की अपेक्षा अधिक उपयोगी होती है।

अमलगम किसी धातु के पारद के साथ धातु-मिश्रण को कहते हैं।

प्राकृतिक स्रोतों से शुद्ध धातुओं को पृथक करने के विज्ञान को धातु-कर्म कहा जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. धातुएँ क्या होती हैं ? अधातुओं से वे किस प्रकार भिन्न होती हैं ।
2. कुछ सामान्य धातुओं के नाम दीजिए । वे देखने में कैसी लगती हैं ? धातुओं के कुछ अभिलक्षणिक गुण बताइए ।
3. सोना और चाँदी उत्कृष्ट धातु क्यों कहलाती हैं ?
4. पारे के गुण और उपयोग बताइए।
5. कुछ ऐसी सामान्य धातुओं के नाम बताइए जो प्रकृति के रूप में अर्थात मूलतत्व के रूप में ही पाई जाती है ।
6. कुछ ऐसी धातुओं के नाम बताइए जो शुद्ध नहीं मिलती बल्कि संयुक्त रूप में मिलती हैं ।
7. लोहे की व्यापारिक किस्में कौन-सी हैं ? इनमें क्या अंतर होता है ?
8. जब ऐसा होता है तो आपको क्या दिखाई देता है :

   क) जस्त को सिल्वर नाइट्रेट के घोल में रखा जाता है ।

   ख) सोने को पारद में डुबाया जाता है और बाद मे गर्म किया जाता है ।

   ग) धातु के तार के सिरे को बैटरी से जोड़ दिया जाता है ।

अध्याय 5

कुछ सामान्य लवण

5.1 लवण क्या होते हैं ?

रासायनिक यौगिक दो या अधिक रासायनिक मूलतत्वों के संयोग से बनते हैं। इनमें से कुछ मूलतत्व जैसे सोडियम, पोटासियम और कैल्सियम ऑक्सीजन से मिलकर सोडियम ऑक्साइड, पोटासियम ऑक्साइड और कैल्सियम ऑक्साइड बनाते हैं। कैल्सियम ऑक्साइड को चूना भी कहते हैं और इसे एक प्रारूपिक उदाहरण माना जा सकता है। यह ऑक्साइड प्रकृति से क्षारकीय होते हैं और पानी में घुल जाते हैं, जिससे सोडियम हाइड्राऑक्साइड, पोटासियम हाइड्राऑक्साइड, तथा कैल्सियम हाइड्राऑक्साइड बनते हैं। इनके जलीय घोलों से लाल लिटमस नीला हो जाता है। ये पदार्थ *क्षारक* या अम्ल कहलाते है।

दूसरी ओर नाइट्रोजन, सल्फर (गंधक), कार्बन और फॉस्फोरस जैसे मूलतत्व ऑक्सीजन के साथ अभिक्रिया द्वारा नाइट्रोजन पैन्टाक्साइड, सल्फर डाइआक्साइड, कार्बन डाइआक्साइड और फॉस्फोरस पैन्टाक्साइड बनाते हैं, जिन्हें प्रारूपिक उदाहरण माना जा सकता है। इन ऑक्साइडों के गुण अम्लीय होते हैं। ये पानी में घुल जाते है, जिससे क्रमशः नाइट्रिक एसिड, सल्फ्यूरस एसिड, कार्बोनिक एसिड, और फॉस्फोरिक एसिड बनते हैं। इनके जलीय घोलों से नीला लिटमस लाल हो जाता है। एक अन्य महत्वपूर्ण अम्ल हाइड्रोक्लोरिक एसिड है। यह हाइड्रोजन और क्लोरीन के मेल और फिर दोनों के पानी में घुलने से बनती है।

इस प्रकार रासायनिक यौगिक दो प्रकार के होते हैं; जैसे सोडियम हाइड्राक्साइड, पोटासियम हाइड्राक्साइड और कैल्सियम हाइड्राक्साइड जैसे क्षारक और नाइट्रिक एसिड, सल्फ्यूरस एसिड, *कार्बोनिक* एसिड, फॉस्फोरिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड जैसे अम्ल। जब कोई क्षारक किसी अम्ल से अभिक्रिया करता है तो एक तीसरा रासायनिक यौगिक बन जाता है, जिसे *लवण* कहते हैं। इस अभिक्रिया को *उदासीनीकरण* की क्रिया कहा जाता है।

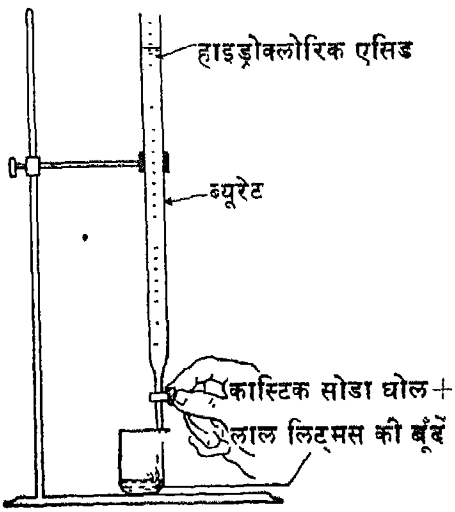
इस अध्याय में प्रतीक (सिम्बल) और सूत्र (फार्मूला) का उपयोग केवल सुविधा के लिए प्रारंभ किया गया है। इनका पूर्ण महत्व और उपयोग अध्याय 7 में बताया गया है।

प्रयोग 1. लवणों का उदासीनीकरण और निर्माण

एक बीकर में लगभग 10 घन सीसी (cc) सोडियम हाइड्राक्साइड का घोल लीजिए। चित्र-46 की भाँति थोड़ा-सा तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड घोल ब्यूरेट में

डालिए जो कि सीधा खड़ा किया हुआ हो। बीकर में लाल लिटमस घोल की दो बूंदें छोड़िए। आप देखेंगे कि लाल रंग नीले में बदल जाता है। अब ब्यूरेट में से बूंद-बूंद करके अम्ल छोड़िए। और तब तक छोड़ते जाइए जब तक कि नीला रंग बस लाल हो जाए। इस समय क्षारक को अम्ल द्वारा उदासीनीकृत कहा जाता है। इसे वाष्पन द्वारा सुखाकर जो अवशेष बचेगा वह सामान्य या खाने का नमक होगा। इस अवशेष को पानी में घोलिए। आप देखेंगे कि इस घोल का लिटमस पर कोई प्रभाव नहीं होता। *अतः लवण लिटमस के लिए उदासीन है।*

प्रकृति में बहुत से लवण पाए जाते हैं और बहुत दृष्टियों से वे बहुत महत्व रखते हैं। भिन्न-भिन्न धातुओं के ये लवण क्लोराइड, सल्फेट नाइट्रेट और कार्बोनेट होते हैं।



चित्र–46. *लवण के निर्माण के लिए उदासीनीकरण*

कुछ सामान्य प्रारूपिक लवण

5.2 नमक का सोडियम क्लोराइड (NaCl)

नमक प्रकृति में व्यापक रूप में मिलता है। समुद्र जल में यह भारी परिमाण में होता है और नदियों के जल में नगण्य परिमाण में। भारत में राजस्थान की सांभर झील में बहुत नमक मिलता है और यह नमक का मुख्य स्रोत है। पृथ्वी के भीतर खनिज के रूप में भी नमक या साधारण लवण मिलता है। ऐसे नमक को *सेंधा नमक* या *राक साल्ट* कहते हैं। पाकिस्तान के खेवड़ा नामक स्थान में इस नमक की बहुत बड़ी खान है और हिमाचल प्रदेश में मंडी में भी छोटी-सी खान है।

अधिकांश नमक समुद्र जल का वाष्पन करके प्राप्त होता है। सेंधा नमक या राक साल्ट नमक की खानों में विस्फोट करके या बड़े-बड़े ढेलों को तोड़कर निकाला जाता है। जहाँ भूगर्भ में नमक की खानें होती हैं वहाँ प्रायः नमक की परतों में पानी पहुँचा कर और उसमें नमक को घोलकर बाहर निकाला जाता है। इस प्रकार जो खारा पानी भीतर से पंपों द्वारा निकलता है उसे वाष्पित करके नमक बनाते हैं।

सौलर नमक समुद्र जल या खान में से निकले हुए खारी पानी को चट्टान या मिट्टी की क्यारियों में वाष्पित करके बनाया जाता है। इन क्यारियों को कड़ाह या पैन कहते हैं। सांद्रित खारे पानी या लवण जल में से नमक रवे के रूप में निकल आता है। इसे जमा करके सुखा देते हैं। यही कच्चा नमक होता है। कच्चे नमक को विशेष विधियों द्वारा शुद्ध किया जाता है जिनका आगे चलकर उल्लेख किया गया है।

5.3 नमक या सोडियम क्लोराइड के गुण और उपयोग

शुद्ध नमक या सामान्य लवण सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो पानी में घुल जाता है ।

प्रयोग 2.

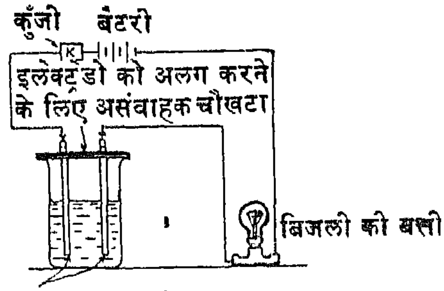
एक परखनली में थोड़ा-सा नमक लेकर उसे गर्म कीजिए । आप देखेंगे कि नमक के रवों के टूटने से चटचटाने की आवाज आएगी । यह आवाज रवों या क्रिस्टलों के टूटने से निकलती है । इस बात को *कड़कड़ाना* कहते हैं । लवण ऊष्मा से अपघटित नही होता ।

प्रयोग 3.

चित्र-47 की भाँति उपकरण को जमाइए । इसमें एक बैटरी, बिजली का छोटा-सा बल्ब और एक बीकर में नमक का घोल ले लीजिए । बिजली के सरकिट में एक 'की' (key) भी रहनी चाहिए । अब बिजली की धारा छोड़ दीजिए । आप देखेंगे कि बिजली का बल्ब जलेगा जिससे यह प्रकट होगा कि बिजली की धारा घोल में से गुजर रही है । नमक जैसे पदार्थ जिनके घोल (अथवा संलीन अवस्था) में से विद्युत धारा प्रवाहित होती है उन्हें *विद्युत अपघट्य* कहते हैं ।

नमक का घोल विद्युत धारा को क्यों प्रवाहित होने देता है ? नमक के दो भाग होते हैं, जिन्हें 'आयन' कहा जाता है । एक भाग सोडियम आयन (Na^+) होता है जिसमें विद्युत का घनात्मक चार्ज (positive charge) होता है और दूसरे में क्लोराइड आयन (Cl^-) होता है जिसमें ऋणात्मक चार्ज (negative charge) होता है। दोनों आयन विद्युत-विरोधी चार्जो के परस्पर आकर्षण से एक-दूसरे-से जुड़े रहते हैं । जब लवण पानी में घुल जाता है तो आकर्षण की शक्तियाँ टूट जाती हैं और आयन अलग-अलग हो जाते हैं । घोल में यही आयन विद्युत धारा को बहने में सहायता देते हैं । बहुत-से लवण ऐसा ही व्यवहार करते हैं ।

नमक एक अपघट्य है । अन्य बहुत से नमकों में यह गुण होता है ।



चित्र 47. *आयनन और चालकता*

प्रयोग 4.

एक परखनली में थोड़ा-सा सोडियम क्लोराइड (नमक) लीजिए । इसमें कुछ सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए और इस मिश्रण को गरम कीजिए । आप देखेंगे कि एक रंगहीन और तीखी गैस निकलेगी । यह हाइड्रोजन क्लोराइड है और यह अम्लीय गैस है । यह गीले और नीले लिटमस कागज को लाल कर देती है ।

सब अम्लों से नीला लिटमस लाल हो जाता है । क्षार लाल लिटमस को नीला कर देते हैं । नमक लिटमस के लिए उदासीन होता है ।

प्रयोग 5.

एक परखनली में आसुत जल में नमक घोलिए ।

इसमें थोड़ा-सा सिल्वर नाइट्रेट घोल मिलाइए। आप देखेंगे कि सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप बन जाएगा।

सोडियम क्लोराइड + सिल्वर नाइट्रेट → सिल्वर क्लोराइड (सफेद अवक्षेप) + सोडियम नाइट्रेट।

सोडियम नाइट्रेट घोल में रह जाता है। यह क्लोराइड आयन (Cl^-) की विशिष्ट अभिक्रिया या परीक्षा है।

प्रयोग 6.

एक वाच-ग्लास में थोड़ा-सा सोडियम क्लोराइड लेकर उसे शुद्ध सांद्रित हाइड्रोक्लोरिक एसिड से तर कीजिए। एक प्लेटिनम तार लेकर उसे इसमें डुबाकर अदीप्त बुन्सन ज्वाला में रखिए और ज्वाला के रंग की ओर ध्यान दीजिए। यह बहुत ही गहरे पीले रंग की हो जाएगी। यह ज्वाला सोडियम और सोडियम के सब लवणों की परीक्षा अभिलक्षण है। कुछ अन्य धातुओं के लवणों से भी इसी प्रकार ज्वाला में रखने पर अलग-अलग रंग प्रकट होते हैं। प्रत्येक धातु का भिन्न-भिन्न रंग होता है।

नमक व्यापक रूप में खाना पकाने के काम आता है। अन्य रसायन बनाने में भी यह भारी मात्रा में इस्तेमाल होता है। इसके अलावा खाने और कपड़ा धोने का सोडा, कास्टिक सोडा, क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसी से बनते हैं। चमड़े और खाद्य उद्योग में भी नमक भारी मात्रा में इस्तेमाल किया जाता है।

5.4 पोटासियम नाइट्रेट (साल्ट पीटर या नाइटर)

यह एक और महत्वपूर्ण नमक लवण है। पोटासियम नाइट्रेट के अणु में सकारात्मक पोटासियम आयन और नकारात्मक नाइट्रेट आयन होता है।

कुछ मिट्टियों के ऊपर नाइटर सफेद उत्फुल्ल ठोस पदार्थ के रूप में प्रकट होता है। इसे एकत्रित करके पानी में घोला जाता है और घोल को छानकर उसमें से क्रिस्टलीकरण द्वारा शुद्ध नाइटर प्राप्त किया जाता है। किन्तु आजकल नाइटर आमतौर से सोडियम नाइट्रेट जिसे चिली साल्टपीटर (chile saltpeter) कहते हैं और पोटासियम क्लोराइड को उचित अनुपात में घोलकर और फिर इस घोल के प्रभाजित क्रिस्टलीकरण द्वारा तैयार किया जाता है।

सोडियम नाइट्रेट + पोटासियम क्लोराइड → पोटासियम नाइट्रेट + सोडियम क्लोराइड

पहले तो सोडियम क्लोराइड बनता है और अलग हो जाता है और उसके बाद नाइटर का क्रिस्टलीकरण होता है। ऐसा बड़ी सरलता से प्रयोगशाला में किया जा सकता है।

5.5 पोटासियम नाइट्रेट के गुण और उपयोग

पोटासियम नाइट्रेट या नाइटर सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो पानी में घुल जाता है। इसका घोल लिटमस के लिए उदासीन होता है और विद्युत धारा का चालक है। इस प्रकार यह एक विद्युत-अपघट्य है।

प्रयोग 7.

थोड़े-से नाइटर को एक परखनली में अच्छी तरह गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि इसका अपघटन होता है और ऑक्सीजन गैस निकलती है जो दहन में सहायक होती है। इसकी परीक्षा जलती हुई लकड़ी की खपची से की जा सकती है।

प्रयोग 8.

एक परखनली में थोड़ा-सा नाइटर लीजिए। इसमें कुछ सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए और इसे गर्म कीजिए। ऐसा करने पर लाल भूरे रंग की गैस निकलेगी। इसमें थोड़ी-सी ताँबे की रेतनें डालने से गैस और अधिक निकलेगी। यह गैस नाइट्रोजन डाईऑक्साइड (No_2) कहलाती है।

प्रयोग 9.

नाइटर के साथ ज्वाला परीक्षा कीजिए जैसी कि नमक के साथ की थी। आप देखेंगे कि नाइटर से ज्वाला का रंग गुलाबी हो जाएगा। पोटासियम के सभी रंगों की यही विशेपता है।

बारूद और आतिशबाजी, फ्लिट काँच और नाइट्रिक एसिड बनाने में नाइटर काम आता है। गेहूँ और तंबाकू की फसलों के लिए नाइटर उर्वरक के रूप में भी इस्तेमाल किया जाता है।

5.6 कैल्सियम कार्बोनेट, संगमरमर, चूने का पत्थर, खड़िया ($Ca\ Co_3$)

प्रकृति में कैल्सियम कार्बोनेट बहुत-से रूपों में प्राप्त होता है; जैसे संगमरमर, चूने का पत्थर और खड़िया। इसका एक और पारदर्शक तथा रवेदार प्रकार भी पाया जाता है, 'जिसे आइसलैंड स्पार' कहते हैं। यह समुद्री शंखों, मोतियों, और अंडो के छिलकों में होता है।

कैल्सियम कार्बोनेट सफेद अवक्षेप के रूप में उस समय प्राप्त होता है जब चूने के गर्म घोल में से कार्बन डाइआक्साइड गुजारी जाती है।

कैल्सियम हाइड्राआक्साइड + कार्बन डाइआक्साइड → कैल्सियम कार्बोनेट + पानी।

5.7 कैल्सियम कार्बोनेट के गुण और उपयोग

कैल्सियम कार्बोनेट सफेद रंग का ठोस पदार्थ है और नमक से भिन्न इसमें यह बात है कि यह पानी में नही घुलता। ज्वाला परीक्षा करने पर यह ज्वाला को ईंट के रंग का लाल कर देता है और कैल्सियम के लवणों की यही विशेषता है।

प्रयोग 10.

एक परखनली में थोड़ा-सा कैल्सियम कार्बोनेट खूब गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि इसका अपघटन हो जाएगा और कार्बन डाइआक्साइड गैस निकलेगी और कैल्सियम आक्साइड बाकी बच रहेगा।

कैल्सियम कार्बोनेट → कैल्सियम ऑक्साइड + कार्बन डाइआक्साइड

इस अभिक्रिया का चूने के पत्थर को भट्टों में गर्म करके बिना बुझा हुआ चूना बनाने में उपयोग किया जाता है।

कैल्सियम ऑक्साइड पानी में घुल जाता है और इसके घोल से लाल लिटमस नीला हो जाता है। जिससे यह स्पष्ट हो जाता है कि यह एक क्षार है।

प्रयोग 11.

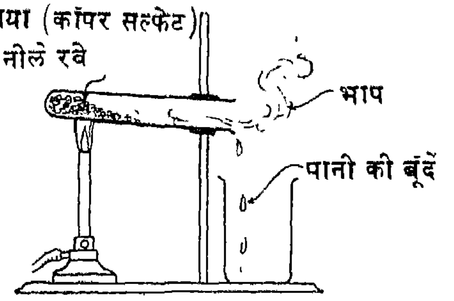
एक परखनली में कुछ कैल्सियम कार्बोनेट लीजिए। फिर इसमें तनु हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालिए। आप देखेंगे कि कार्बन डाइआक्साइड के निकलने से बुदबुदाहट होगी और कैल्सियम क्लोराइड का घोल तैयार हो जाएगा।

मूर्तियाँ बनाने और वास्तुकला की दृष्टि से संगमरमर सबसे अच्छा माना जाता है। बुझा और बिना बुझा हुआ चूना व सीमेंट आदि बनाने में काम आने वाली चीजें बनाने के लिए चूने का पत्थर काम में लाया जाता है।

5.8 कॉपर सल्फेट ($CuSO_4.5H_2O$)

कॉपर सल्फेट शुद्ध रूप में नहीं मिलता, किन्तु जब तांबा या ब्लैक ऑक्साइड गर्म सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड में घोला जाता है तो यह बड़ी सरलता से तैयार हो जाता है।

कॉपर (या ब्लैक ऑक्साइड)+सल्फ्यूरिक एसिड ->कॉपर सल्फेट+पानी।



चित्र 48. कॉपर सल्फेट (*नीला थोथा या तूतिया*) के रवे का *निर्जलीकरण*

5.9 कॉपर सल्फेट के गुण और उपयोग

अभी तक जिन लवणों का उल्लेख किया गया है कॉपर सल्फेट उनसे भिन्न नीला, रवेदार ठोस द्रव्य होता है जो पानी में घुल जाता है।

प्रयोग 12.

कॉपर सल्फेट के कुछ रवे लेकर इन्हें कांच की परखनली में खूब गर्म कीजिए। परखनली चित्र-48 की भांति फिट की हुई होनी चाहिए। आप देखेंगे कि पानी जो भाप बनकर उड़ जाता है और फिर बीकर में ही इकट्ठा कर लिया जाता है। पहले तो नमक अपना नीला रंग खो देता है और अंत में निर्जल कॉपर सल्फेट सफेद चूर्ण के रूप में बच रहता है। परखनली को ठंडा करके इसमें थोड़ा-सा पानी डाल दीजिए। आप देखेंगे कि फिर से नीला रंग आ जाएगा और अधिक पानी के डालने से नीला घोल तैयार हो जाएगा।

कॉपर सल्फेट के क्रिस्टलों में जल रहता है और यह *जलयोजित लवण* कहलाता है। इसका पानी *क्रिस्टलीकरण जल* कहा जाता है।

कॉपर सल्फेट के क्रिस्टलों का नीला रंग जल-योजित होने पर धनात्मक क्यूप्रिक आयन (Cu^{++}) के कारण होता है।

प्रयोग 13.

एक बीकर में कॉपर सल्फेट का घोल लेकर उसमें जस्त की *एक* छड़ डालिए। आप देखेंगे कि घोल में से तांबा विस्थापित होकर जस्त की छड़ पर लाल भूरे रंग की परत की शक्ल में जमा हो जाएगा। लोहे द्वारा भी तांबा विस्थापित हो जाता है। (देखिए प्रयोग 2, अध्याय 4)।

प्रयोग 14.

कॉपर सल्फेट (तूतिया) की ज्वाला-परीक्षण भी कीजिए। ऐसा करते पर हरे रंग की ज्वाला निकलेगी। यह सब तांबे के लवणों की विशेषता है।

प्रयोग 15.

एक परखनली में पानी लेकर थोड़ा-सा कॉपर सल्फेट घोलिए। उसमें कुछ बेरियम क्लोराइड का घोल डालिए। ऐसा करने पर सफेद रंग का अवक्षेप बन जाएगा। यह बेरियम सल्फेट का अवक्षेप होगा और यह अम्लों में नहीं घुलता। यह उन सब सल्फेटों की परीक्षा है जो पानी में घुल जाते हैं।

कॉपर सल्फेट तांबे का मुलम्मा चढ़ाने के काम आता है। यह कपड़ा रंगने और छींट छापने में

रगवर्धक के रूप में इस्तेमाल होता है। यह कीटाणुनाशी और कवकनाशी के रूप में भी काम लाया जाता है। पानी और चूने में मिलाकर इसे कीड़े मारने के लिए पौधों पर छिड़का जाता है।

5.10 जिप्सम कैल्सियम सल्फेट
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$

जिप्सम प्रकृति में भारी परिमाण में मिलता है। ऐलाबास्टर और सेलेनाइट इसकी रवेदार किस्में हैं। चूने के पत्थर और तनु सल्फ्यूरिक एसिड (गंधक का तेजाब) की अभिक्रिया से भी कैल्सियम सल्फेट तैयार किया जा सकता है।

कैल्सियम कार्बोनेट + सल्फ्यूरिक एसिड →
कैल्सियम सल्फेट + जल + कार्बन डाइऑक्साइड

5.11 जिप्सम के गुण और उपयोग

जिप्सम एक सफेद रवेदार ठोस पदार्थ है जो थोड़ा-थोड़ा पानी में घुल जाता है।

प्रयोग 16.

परखनली में जिप्सम के कुछ टुकड़े लेकर 120 डिग्री से० पर गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि इसमें से थोड़ा-सा पानी निकलेगा और सफेद चूर्ण शेष रह जायगा। इस चूर्ण में थोड़ा पानी मिलाइए। आप देखेंगे कि यह जम जाता है। इस चूर्ण को *प्लास्टर ऑफ पैरिस* कहते हैं।

इस प्रयोग को दोहराइए। जिप्सम को 200 डिग्री सें० से ऊपर गर्म कीजिए। अब आप देखेंगे कि पानी की उपस्थिति में यह अब नहीं जमता। इस प्रकार आपने यह देखा कि बहुत गर्म करने से प्लास्टर ऑफ पैरिस की जमने की शक्ति समाप्त हो जाती है। इस अवस्था में जिप्सम को *मृत दग्ध* (dead burnt) कहते हैं।

कार्बन के साथ गर्म करने पर जिप्सम को अपचयित करके कैल्सियम सल्फाइड बनाया जा सकता है। जब कैल्सियम सल्फाइड को किसी अम्ल के साथ अभिक्रिया की जाती है, तो उसमें हाइड्रोजन सल्फाइड निकलती है।

प्रयोग 17.

कठोर काँच की परखनली में जिप्सम का चूर्ण और कोयले का चूर्ण मिलाकर लीजिए और गर्म कीजिए। गर्म मिश्रण की हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अभिक्रिया कीजिए। आप देखेंगे कि ऐसा करने पर एक बदबूदार गैस निकलेगी। इस गैस को *हाइड्रोजन सल्फाइड* भी कहते हैं।

अमोनियम सल्फेट बनाने में जिप्सम का प्रयोग किया जाता है। अमोनियम सल्फेट एक उपयोगी उर्वरक है। सीमेंट और दीवारों पर किए जाने वाले प्लास्टरों के बनाने में जिप्सम बहुत काम आता है। कागज पर चमक लाने या भरत के काम में और रंगीन चाक या पेस्टल के रंग तैयार करने में भी जिप्सम इस्तेमाल होता है। प्लास्टर ऑफ पैरिस इसी से बनता है जो कि मूर्तियाँ खिलौने, गहने, अस्पतालों में पट्टियाँ आदि बाँधने के काम आता है। ऐलाबास्टर जिप्सम की ही एक किस्म है जो प्याले, प्लेटें और बर्तन आदि बनाने में प्रयुक्त होता है।

5.12 अमोनियम क्लोराइड (NH_4Cl)

अमोनियम क्लोराइड भी एक और सामान्य लवण है, जिसका बहुत इस्तेमाल होता है और जिसे बहुत लोग जानते हैं। इसे ऊर्ध्वपातन द्वारा शुद्ध किया जाता है। प्रयोगशाला में यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से अमोनिया को गुजार कर तैयार किया जाता है।

अमोनिया + हाइड्रोजन क्लोराइड →
अमोनियम क्लोराइड

5.13 अमोनियम क्लोराइड के गुण और उपयोग

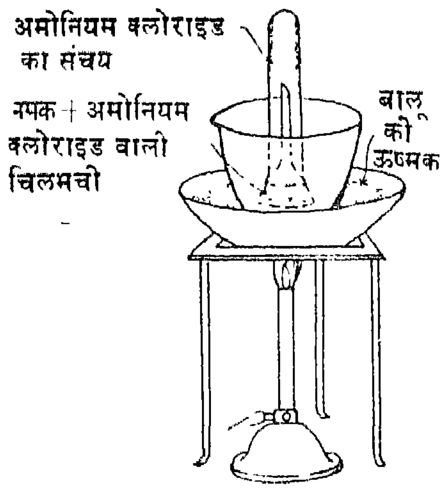
शुद्ध अमोनियम क्लोराइड सफेद क्रिस्टलीय (रवेदार) ठोस पदार्थ है जो बहुत जल्द पानी में घुल जाता है। जब यह पानी में घुलता है तो इससे ठंडक निकलती है। जब यह गर्म किया जाता है तो इसका ऊर्ध्वपातन हो जाता है।

प्रयोग 18.

चित्र 49 की तरह थोड़ा-सा नमक और अमोनियम क्लोराइड एक चीनी की परत में लेकर और उस पर एक कीप उल्टी रख कर गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि अमोनियम क्लोराइड वाष्पित होकर कीप की दीवारों पर जमा हो जाएगा। इस घटना को *ऊर्ध्वपातन* कहते हैं और अमोनियम क्लोराइड तथा नमक के मिश्रण में से दोनों को अलग-अलग करने के लिए इसका उपयोग किया जाता है। लवण अवाष्पशील है और इस कारण इसका वाष्पन नहीं होता जब कि अमोनियम क्लोराइड का वाष्पन हो जाता है। बहुत गर्म करने पर अमोनियम क्लोराइड अपघटित होकर अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड में बदल जाता है।

प्रयोग 19.

एक परखनली में अमोनियम क्लोराइड को कास्टिक सोडा घोल या बुझे हुए चूने के साथ गर्म कीजिए। ऐसा करने पर एक तीखी गैस



चित्र-49. ऊर्ध्वपातन (*नमक और अमोनियम क्लोराइड को अलग करना*)

निकलेगी। अब काँच की एक छड़ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भिगोकर परखनली में डालिए। आप देखेंगे कि सफेद धूम निकलने लगेगा। इस गैस से लाल लिटमस नीला हो जाएगा। इस गैस को *अमोनिया गैस* कहते हैं। यह वायु से हल्की होती है और इसे वायु के नीचे की ओर विस्थापन द्वारा एकत्रित किया जा सकता है।

टाँका लगाने और खाने-पीने के बर्तनों पर राँगा चढ़ाने में अमोनियम क्लोराइड का काफी इस्तेमाल होता है। लैक्लानचे और बैटरियों के सूखे सेलों में बिजली बनाने के लिए अमोनियम क्लोराइड काम मे लाया जाता है। कुछ औषधियाँ बनाने, कपड़ा रंगने और छींट की छपाई में इस्तेमाल किया जाता है। प्रयोगशाला के लिए यह एक महत्वपूर्ण अभिकर्मक है।

संक्षेप

अम्ल, *क्षारक* और *लवण* यौगिकों के तीन भिन्न प्रकार हैं।

जब कोई अम्ल किसी क्षारक से अभिक्रिया करता है तो लवण बनता है।

इस अभिक्रिया को *उदासीनीकरण* कहते हैं।

लवण प्रायः रंगहीन होते हैं किन्तु बहुत-से रंगीन भी होते हैं।

लवण विद्युत अपघट्य होते हैं और अम्ल तथा *क्षारक* भी ऐसे ही होते हैं।

विद्युत अपघट्य वह पदार्थ है जो घोल रूप में विद्युत आवेशित कण उत्पन्न करते है जिन्हें आयन कहते हैं, और साथ ही जो विद्युत धारा के चालक होते हैं। नकारात्मक आयनों को *ऋणायन* कहते हैं और सकारात्मक आयनों को *धनायन* कहते हैं।

लवणों से अदीप्त बुन्सन ज्वाला में रंग आ जाता है। यह रंग उनके धनायनों के कारण आता है।

जब किसी लवण के क्रिस्टल (रवे) के गर्म होने पर कड़कड़ाहट के साथ टूटते हैं तो यह एक विशेष घटना मानी जाती है।

क्रिस्टलीकरण जल उस पानी को कहते हैं जो किसी पदार्थ की संयुक्तावस्था में उसके क्रिस्टलों में मौजूद रहता है। वे लवण जिनमें क्रिस्टलीकरण जल रहता है *जलयोजित लवण* कहलाते हैं।

वही लवण गर्म होने पर बिना पिघले जब वाष्पित होते और फिर से ठंडा होने पर ठोस रूप में जम जाते हैं तो इस घटना को *ऊर्ध्वपातन* कहा जाता है।

जब कोई जलयोजित लवण वायु के लिए प्रभाव्य हो तो उसके क्रिस्टलीकरण जल का कुछ भाग निकल जाता है और यह चूर्ण का रूप ले लेता है। ऐसे लवण को *उत्फुल्ल लवण* कहते है और इस घटना को *उत्फुल्लन* कहा जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1 क्षारक, अम्ल और लवण क्या होते हैं? प्रत्येक के तीन-तीन उदाहरण दीजिए।

2 लवण एक विद्युत अपघट्य है, यह कहने का क्या अर्थ होता है?

3 ऋणायन और धनायन क्या होते हैं? उदाहरण देकर समझाइए।

4 नमक के मुख्य स्रोत क्या हैं? नमक के उपयोग बताइए।

5 नमक के तीन गुण बताइए।

6 संक्षेप में बताइए कि नाइटर कैसे प्राप्त किया जाता है ? इसके उपयोगों का उल्लेख कीजिए और इसके तीन गुण बताइए ।

7 संगमरमर क्या होता है ? चूने के पत्थर या चाक से यह कैसे भिन्न है ?

8 ऐसा करने पर क्या होता है :

(i) संगमरमर को गर्म करने पर ।

(ii) संगमरमर के चूर्ण और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की अभिक्रिया होने पर ।

9 संगमरमर, चूने के पत्थर और चाक के महत्वपूर्ण उपयोग बताइए । उस गैस का नाम बताइए जो इनमें से किसी को भी हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ मिलाकर गर्म करने पर निकलती है ।

10 कॉपर सल्फेट कैसे बनता है ? इसके महत्वपूर्ण उपयोग बताइए । यह समझाइए कि कॉपर सल्फेट तूतिया के नीले रवे गर्म करने पर सफेद क्यों हो जाते हैं ।

11 ऐसा होने पर क्या होता है :

(i) परखनली में कॉपर सल्फेट के रवे गर्म करने पर।

(ii) दो बीकरों में कॉपर सल्फेट का घोल लेकर उनमें से एक में लोहे की कील और दूसरे में जस्त की छड़ डालने पर ।

12 जिप्सम क्या है ? इसके अन्य प्रकार बताइए । जिप्सम के भिन्न प्रकारों के महत्वपूर्ण उपयोगों का वर्णन कीजिए ।

13 जब जिप्सम को 120 डिग्री से० पर गर्म किया जाता है तो कौन-सी वस्तु बनती है ? उस वस्तु के विभिन्न उपयोग बताइए ।

14 ऐसा करने पर क्या होता है :

(i) जिप्सम को पत्थर या लकड़ी के कोयले के चूर्ण के साथ गर्म करने पर ।

(ii) जिप्सम को 120 डि० सें० पर गर्म करने पर।

(iii) गर्म जिप्सम पर पानी की अभिक्रिया करने पर।

15 अमोनियम क्लोराइड क्या होता है ? यह कैसे प्राप्त होता है ? इसके महत्वपूर्ण प्रयोग बताइए ।

16 अमोनियम क्लोराइड को आप लवण क्यो मानते हैं ? अमोनियम क्लोराइड और नमक के मिश्रण को आप अलग कैसे करेंगे ।

17 ऐसा करने पर क्या होता है :

(क) अमोनियम क्लोराइड को गर्म करने पर,

(ख) अमोनियम क्लोराइड को कास्टिक सोडा के साथ गर्म करने पर,

(ग) अमोनियम क्लोराइड के घोल को सिल्वर नाइट्रेट से मिलाने पर,

(घ) अमोनियम क्लोराइड और कास्टिक सोडा को मिलाने से जो गैस निकलती है उसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से गुजारने पर।

18 आप यह कैसे दिखाएँगे कि जब क्षारक और अम्ल अभिक्रिया करते हैं तो लवण बनता है।

अध्याय 6

कार्बनिक पदार्थ

6.1 कार्बनिक यौगिक

अभी तक हमने उस पदार्थ के बारे में पढ़ा है जो प्रकृति से अकार्बनिक होता है और जिसका संबंध खनिजों से है। किन्तु कार्बनिक पदार्थ भी हम नित्य देखते हैं। कार्बनिक पदार्थ भी उतने ही नहीं बल्कि अधिक महत्वपूर्ण हैं और ये पौधों और प्राणी जगत से संबंध रखते है। सभी कार्बनिक यौगिकों में कार्बन एक अनिवार्य तत्व रहता है। इनमें से अधिकांश में हाइड्रोजन रहती है और बहुतों में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन होती है। इनकी संख्या बहुत अधिक है। दस लाख से भी अधिक यौगिक अभी तक मौजूद हैं और यह संख्या प्रति वर्ष 5 प्रतिशत की दर से बढ़ती जा रही है।

कार्बनिक यौगिक प्रकृति में विभिन्न जीवित कोषाओं में उपस्थित रहते हैं। ये पौधों, प्राणियों और मनुष्यों की जीवित कोषाओ में मौजूद रहते हैं। इसलिए ऐसे यौगिकों का रसायन बहुत-सी बातों में जीवन से संबंध रखता है। प्रयोगशाला में भी बहुत-से प्राकृतिक कार्बनिक यौगिक तैयार किए गए है किन्तु फिर भी बहुत-से ऐसे कार्बनिक यौगिक हैं जो प्रकृति में नहीं मिलते किन्तु सामान्य उपलब्ध कच्चे माल से शुद्ध रूप में प्रयोगशाला में ही बनाए गए है। इस प्रकार के दो पदार्थ हैं, कोयला और पैट्रोलियम जिन पर कार्बनिक रासायनिक उपयोग बहुत कुछ आधारित है।

6.2 कार्बनिक यौगिक का महत्व

कार्बनिक यौगिक हमारे लिए अत्यधिक महत्व के है। ऐसा कहा जाता है मनुष्य की मूल आवश्यकताएँ भोजन, कपड़ा और मकान है और ये सभी आवश्यकताएँ कार्बनिक यौगिकों द्वारा ही पूरी होती हैं। इस प्रकार हमारा लगभग सौ प्रतिशत भोजन कार्बनिक होता है। ऊनी, सूती, रेशमी या आधुनिक ढंग के *नायलॉन*, *टैरेलीन* और *रेयन* के सभी वस्त्र कार्बनिक होते है। इमारतें बनाने की सबसे महत्वपूर्ण वस्तु लकड़ी है जो कि कार्बनिक होती है। फिर मनुष्य को अपना स्वास्थ्य ठीक रखने के लिए विटामिनों की और रोगों के उपचार के लिए औषधियों की आवश्यकता होती है। तो विटामिन और औषधियाँ भी कार्बनिक हैं।

6.3 यौगिकों के अभिलक्षण

गुणों की दृष्टि से कार्बनिक यौगिक अकार्बनिक यौगिकों से बहुत भिन्न होते हैं। कुछ महत्वपूर्ण भिन्नताएँ ये हैं:

क) कार्बनिक यौगिक या तो कम ताप पर पिघलने वाले ठोस पदार्थ या द्रव गैसें होते हैं। इसके विपरीत अकार्बनिक यौगिक सामान्यतः ऊँचे तापमान पर पिघलते हैं।

ख) सभी कार्बनिक यौगिकों के जलने पर कार्बन डाइ-आक्साइड, जल और सभी गैसें निकलती हैं और कोई अवशिष्ट नहीं बचता। किन्तु अकार्बनिक यौगिक प्रायः नहीं जलते।

ग) कार्बनिक यौगिक प्रायः पानी में नहीं घुलते किन्तु कार्बनिक द्रवों जैसे अल्कोहल, बैन्जीन, ईथर और पैट्रोल भी घुल जाते हैं। अकार्बनिक यौगिक सामान्यतः इससे विपरीत होते हैं।

एक खुले जार में थोड़ा-सा तारपीन का तेल (टरपेन्टाइन आयल) लेकर उसमें आग लगाइए। आप देखेंगे कि बिना अवशिष्ट छोड़े ही तेल जल जाएगा। जार के गैस को ताजे चूने के पानी से परीक्षा कीजिए। आप देखेंगे कि चूने का पानी दूधिया हो जाएगा जिससे यह पता चलता है कि यह गैसें कार्बन डाइआक्साइड हैं।

प्रयोग 2.

एक परखनली में कुछ तेल और पानी लेकर अच्छी तरह मिलाइए। दूसरी परखनली में तेल और बैन्जीन लेकर इसी तरह हिलाइए। आप देखेंगे कि तेल बैन्जीन में घुल जाएगा पर पानी में नहीं घुलेगा।

अब हम कुछ सामान्य कार्बनिक पदार्थों के बारे में चर्चा करेंगे जो हम अपने नित्य के जीवन में इस्तेमाल करते हैं जो काफी महत्वपूर्ण है।

6.4 पैट्रोल या गैसोलीन

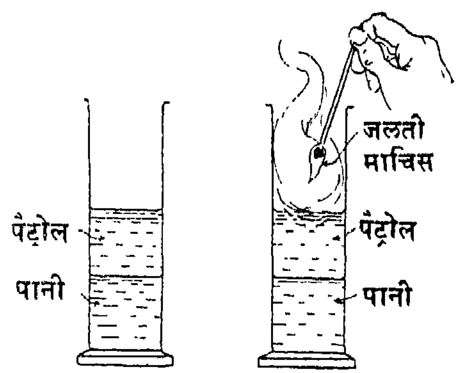
पैट्रोल या गैसोलीन प्राकृतिक पैट्रोलियम से बनाया जाता है और पैट्रोलियम कुछ क्षेत्रों में पृथ्वी में से निकाला जाता है। पैट्रोलियम बहुत-से पदार्थों का मिश्रण होता है। यह पदार्थ आसवन द्वारा अलग-अलग किए जा सकते हैं। इस प्रकार बहुत-से कार्बनिक पदार्थ प्राप्त किए जाते हैं। पैट्रोल या गैसोलीन हल्के और अधिक वाष्पशील पदार्थों में से हैं।

6.5 पैट्रोल या गैसोलीन

पैट्रोल एक गंधहीन द्रव है जिसका कोई निश्चित क्वथनांक (खौलने का बिन्दु) नही है। यह तापमान के एक परिसर पर आसवित होता है, जिससे यह प्रकट होता है कि यह एक मिश्रण है। यह पानी से हल्का होता है और पानी में मिलता भी नहीं। यह बहुत शीघ्र ज्वलनशील है।

प्रयोग 3.

एक गैस जार में थोड़े-से पैट्रोल और पानी को मिलाइए। आप देखेंगे कि पैट्रोल पानी के ऊपर तैर रहा है। लकड़ी की जलती हुई चिपटी लेकर इस मिश्रण में लगाइए। आप देखेंगे कि पैट्रोल पानी के ऊपर जलने लगेगा और जैसा कि चित्र-50 में दिखाया गया है इससे धुएँ वाली ज्वाला निकलेगी। यह इस बात का प्रमाण है कि इसमें कार्बन है।



चित्र-50. *पैट्रोल पानी में नहीं मिलता और ज्वलनशील होता है।*

पैट्रोल कार्बन और हाइड्रोजन के यौगिकों का मिश्रण होता है। यह यौगिक *हाइड्रोकार्बन* कहलाते हैं। इनका एक अलग वर्ग है, जिनके अभिलक्षण

गुण होते हैं। पैट्रोल मोटरों के काम आने वाला बहुत महत्वपूर्ण ईंधन है। यह ग्रीजी पदार्थों को घुला देता है और इसलिए कपड़ों के ड्राइक्लीनिंग में काम आता है।

6.6 बैन्जीन

बैन्जीन कोलतार से निकाला जाता है। कोलतार कोयले के आसवन से तैयार होता है। बैन्जीन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक है और कोलतार के हाइड्रोकार्बनों में यह सबसे प्रचुर है। यह हाइड्रोकार्बन *एरोमैटिक हाइड्रोकार्बन* कहलाते हैं और यह *ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन* से भिन्न होते हैं जो पैट्रोलियम से तैयार किए जाते हैं।

6.7 बैन्जीन के गुण और उपयोग

शुद्ध बैन्जीन रंगहीन द्रव्य होता है और यह 80 डिग्री सें० पर खौलता है। यह पानी में नहीं घुलता। यह ज्वलनशील होता है और धुएँदार ज्वाला के साथ जलता है, जिससे यह पता चलता है कि इसमें कार्बन का काफी अंश है।

प्रयोग 4.

काँच की एक छड़ को बैन्जीन में डुबा कर बुन्सन ज्वाला के ऊपर ले जाइए। आप देखेंगे कि यह काले धुएँदार ज्वाला के साथ जलेगा।

बैन्जीन ग्रीज़युक्त पदार्थों, रबड़ और राल को विलय कर देता है और इस कारण इसे इन पदार्थों के विलायक की भाँति इस्तेमाल किया जाता है। कपड़ों की ड्राईक्लीनिंग के लिए बैन्जीन काम आता है। दूसरे मूल्यवान कार्बनिक रसायन बनाने के लिए भी इसका प्रयोग किया जाता है।

6.8 नैफ्थलीन

नैफ्थलीन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का एक और यौगिक है। अतः यह एक हाइड्रोकार्बन है।

6.9 नैफ्थलीन के गुण और उपयोग

नैफ्थलीन एक रवेदार ठोस होता है। इसकी बड़ी-बड़ी सफेद और चमकदार प्लेटें होती हैं जो 80 डिग्री सें० पर पिघल जाती हैं। यह पानी में नहीं घुलता किन्तु बैन्जीन जैसे कार्बनिक द्रव्यों में घुल जाता है।

नैफ्थलीन बहुत प्रदीप्त ज्वाला के साथ जलता है और इसके जलने से बहुत-सा काजल जमा हो जाता है। इसी कारण इसे कोयले की गैस की प्रदीपन क्षमता को बढ़ाने के लिए उसके साथ मिला लिया जाता है। यह शलभों को प्रतिकर्षित करता है और इसलिए गोलियों के रूप में कपड़ों आदि को कीड़ों से बचाने के लिए इस्तेमाल किया जाता है। रंजक द्रव्यों के संश्लेषण में नैफ्थलीन का उपयोग किया जाता है।

6.10 रबड़

रबड़ प्राकृतिक स्रोतों से भी प्राप्त होती है और कृत्रिम विधियों से भी तैयार की जाती है। प्राकृतिक रबड़, रबड़ के पेड़ से निकाले जाने वाली दूधिया रंग के तरल (जिसे लेटक्स कहते हैं) के स्कंदन द्वारा प्राप्त किया जाता है। यह एक बहुलक है और *आइसोप्रीन* की यूनिटों का बना होता है, जो कि एक हाइड्रोकार्बन है। कृत्रिम या संश्लिष्ट रबड़ छोटे हाइड्रोकार्बनों के मेल से बनती हैं। इस प्रक्रिया को *बहुलकीकरण* (पालीमेराइजेशन) कहते हैं।

संश्लिष्ट रबड़ को विभिन्न नामों से बेचा जाता है, जैसा बूना एन०, बूना एस० और नियोप्रीन। इन रबड़ों के प्रत्यास्थता की भिन्न-भिन्न श्रेणियाँ होती हैं और उनके विशेष गुण होते है।

6.10 रबड़

प्राकृतिक रबड़ की प्रत्यास्थता और नम्यता या लचीलापन को एक प्रक्रिया द्वारा परिवर्तित किया जाता है जिसे *वल्कनीकरण* कहते है। इस प्रक्रिया का विकास चार्ल्स गुडईयर ने किया था। इस प्रक्रिया में कच्चे रबड़ को गंधक के साथ गरम किया जाता है। इससे रबड़ इतना कठोर हो जाता है कि वह घिसने और फटने को सहन करने की क्षमता रखता है।

6.11 रबड़ के गुण और उपयोग

प्राकृतिक रबड़ पीलापन लिए सफेद ठोस होता है। कच्चा रबड़ बैन्जीन में घुल जाता है और अन्य कार्बनिक द्रवों में भी। संश्लिष्ट रबड़ पैट्रोल में अविलयशील है और जब इसे सुलगाया जाता है तो यह धुएँदार ज्वाला के साथ जलता है।

वल्कनीकृत रबड़ भिन्न-भिन्न प्रकार की वस्तुएँ विशेष रूप से मोटरों के टायर बनाने के काम आती है।

6.12 अलकोहल

रसायन-विज्ञान में अलकोहल को इथायल अलकोहल या *इथानोल* कहते हैं। यह ईथेन का एक हाइड्राक्सी व्युत्पन्न होता है। यह केवल कार्बन हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। यह सामान्यतः माड़ी या शर्करा के किण्वन द्वारा तैयार किया जाता है।

6.13 अलकोहल के गुण और उपयोग

शुद्ध रूप में अलकोहल एक रंगहीन द्रव्य है जो एक निश्चित तापमान (78·5 डिग्री सें०) पर खौलता है। यही इसका क्वथनांक है। यह ज्वलनशील होता है और बिना धुएँ की ज्वाला के साथ जलता है। यह पानी में मिल सकता है। यह भाँति-भाँति की मद्य और शराबों के रूप में इस्तेमाल किया जाता है। यह शराबें भिन्न-भिन्न तनुता की अलकोहल मात्रा होती हैं, जिनमें कुछ स्वाद और मिठास देने वाले पदार्थ मिला दिए जाते हैं। प्रयोगशाला और औषधशाला में घोलक के रूप में अलकोहल का बहुत प्रयोग किया जाता है। यह स्प्रिट लैंपों में जलती है किन्तु इस काम के लिए अलकोहल की एक घटिया और अशुद्ध किस्म इस्तेमाल की जाती हैं, जिसे *मैथिलेटिड स्प्रिट* कहते हैं। अलकोहल बहुत-से उपयोगी कार्बनिक पदार्थ बनाने के लिए भी आवश्यक होती है। अलकोहल का एक और उपयोग खाने की वस्तुओं में स्वादकारक अर्थात् एसेन्स तैयार करना भी है।

प्रयोग 5.

लगभग 5 घन सें० अलकोहल एक परखनली में लीजिए। इसमें सान्द्रित सल्फ्यूरिक एसिड की कुछ बूंदें डालिए। इसे खूब हिलाकर फिर इसमें 5 घन सें० ग्लेशियल एसिटिक एसिड डालिए फिर इसे हिलाकर गर्म कीजिए। परखनली की इन सब चीजो को एक बीकर से पानी पर छोड़ दीजिए। आप को सेबों की फलों की जैसी सुगंधी आएगी। यह वाष्पशील इथाइलेटिस एसिटेट बनने के कारण निकलती है, जिसे एस्टर कहते हैं।

6.14 ग्लिसरीन

रसायन में ग्लिसरीन को *ग्लिसरॉल* कहते हैं। यह अलकोहल भी है और इसमें तीन हाइड्रोक्सील समूह

होते हैं। यह चर्बियों और तेलों में होता है और कुछ अम्लों के साथ मिला हुआ होता है। इन अम्लों को *फैटी अम्ल* या *फैटी एसिड* कहते हैं। यह चर्बियों और तेलों से तैयार किया जाता है और कुछ हाइड्रोकार्बोनों से भी इसका संश्लेषण होता है। यह केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है।

6.15 ग्लिसरीन के रंग और उपयोग

ग्लिसरीन रंगहीन चाशनी की तरह का द्रव्य है जो पानी से भारी होता है। यह पानी और अल्कोहल में मिल जाता है। यह स्वाद में मीठा होता है और इसलिए इसे मृदुकर्मक के रूप में काम में लाया जाता है। यह बहुत ही आर्द्रताग्राही होता है अर्थात् यह वायु के प्रभाव्य होने पर नमी को सोख लेता है।

यह बिना धुएँ की ज्वाला के साथ हल्के-हल्के जलता है। ग्लिसरीन का महत्वपूर्ण उपयोग नाइट्रोग्लिसरीन बनाने में होता है जो विस्फोट की प्रेरणा करने पर विस्फोट करता है। इसी कारण डाइनामाइट बनाने में इसका प्रयोग किया जाता है।

6.16 सिरका या चुक्र (विनेगर)

सिरका रासायनिक रूप से तनु एसिटिक एसिड (4–8 प्रतिशत) होता है। यह अल्कोहल युक्त लिकरों के किण्वन द्वारा बनाया जाता है। अल्कोहल का ऑक्सीकरण होकर यह एसिटिक एसिड बन जाती है जिससे सिरका बनता है। ठंडे देशों में खाद्य पदार्थों को खट्टा करने के लिए सिरके का इस्तेमाल किया जाता है।

6.17 नील (इन्डीगो)

नील एक नीले रंग का पदार्थ होता है जो एक भारतीय पौधे से निकाला जाता है जिसे *इन्डीगोफेरा टिंकटोरिया* कहते हैं। अब यह नैफ्थलीन से आरंभ करके संश्लेषण द्वारा भारी मात्रा में तैयार किया जाता है। यह कार्बन, हाइड्रोजन, ऑक्सीजन और नाइट्रोजन का यौगिक होता है।

नील बहुत ही गहरे नीले रंग का पानी में न घुलने वाला चूर्ण होता है और उसका रंग बहुत पक्का होता है। नील से रँगने के लिए एक विशेष विधि काम में लाई जाती है। यह विधि नीचे दिए गए प्रयोग मे प्रदर्शित की गई है।

प्रयोग 6.

लगभग 0·5 ग्राम नील लीजिए। इसको एक परात में सोडियम हाइड्रोसल्फाइट के क्षारीय घोल से अभिक्रिया कीजिए। आप देखेंगे कि नील के लियुको-इन्डीगो के रूप में अपचयित हो जाने के कारण इसका नीला रंग गायब हो जाएगा। इस घोल में सूती कपड़े के टुकड़े को डुबाकर उसे हवा में रखिए। आप देखेंगे कि नील का नीला रंग धीरे-धीरे वापस आने लगेगा और कपड़ा गहरे नीले रंग में रंग जाएगा।

6.18 शर्करा

शर्करा का रसायनिक नाम *सक्रोज* है। इसे चीनी या *केन शुगर* भी कहते हैं। *गन्ने के रस* को शुद्ध करके उसके क्रिस्टलीकरण द्वारा शर्करा बनाई जाती है। चाशनी में से शर्करा निकालने के बाद जो मातृ-द्रव्य बच रहता है उसे *सीरा* कहते हैं और यह अल्कोहल बनाने के काम आता है। चीनी कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। यह रंगहीन रवेदार ठोस होती है और व्यापा-

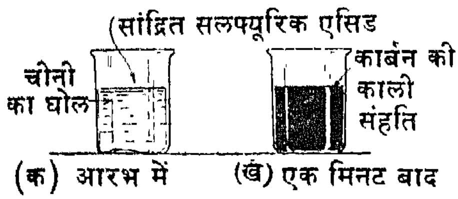
रिक मात्रा में मिलने वाला सबसे शुद्ध और सबसे सस्ता कार्बनिक पदार्थ है। यह पानी में विलयशील है किन्तु कार्बनिक घोलकों में नहीं घुलती। यह बहुत मीठी होती है और खाने-पीने की चीजों को मीठा करने में इसका इस्तेमाल किया जाता है। सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड के प्रयोग से यह निर्जलित होती है और झुलस जाती है।

प्रयोग 7.

एक बीकर में चीनी के थोड़े से रवे लेकर उसमें सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड डालिए। आप देखेंगे कि रंगहीन रवे झुलस कर काले पदार्थ के रूप में बदल जाएँगे।

प्रयोग को निम्न प्रकार से दोहराइए

एक ऊँचे बीकर में चीनी का 10 घन सें० संतृप्त घोल लीजिए। इसमें धीरे-धीरे इतनी ही मात्रा में सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड छोड़िए। काँच की छड़ से मिश्रण को हिलाते जाइए। आप देखेंगे कि चीनी काले द्रव्यमान में अपघटित हो जाएगी। (चित्र-51)।



चित्र-51. *शर्करा पर सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड की क्रिया।*

जब सक्रोज को धीरे-धीरे लगभग 200 डिग्री सें० पर गर्म किया जाता है तो यह अपघटित हो जाती है और इससे कैरामेल नामक भूरे रंग की वस्तु बन जाती है। इसकी मिठाई बनाने और औषध पदार्थों को तथा शराब और बीयर में रंग देने में बहुत इस्तेमाल किया जाता है। जैम और चटनियाँ भी चीनी से बनती हैं।

6.19 ग्लूकोज

यह भी एक शर्करा है जो प्रकृति में व्यापक रूप में मिलती है। यह केवल कार्बन हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है। ग्लूकोज पौधों के बीजों और पत्तियों, मीठे फलों और शहद में रहता है। व्यापारिक रूप में यह माड़ी से तैयार किया जाता है। ग्लूकोज एक रंगहीन रवेदार ठोस है जो पानी में घुल जाता है। इसका स्वाद मीठा होता है यद्यपि यह सक्रोज की अपेक्षा कम मीठा होता है। यह रोगियों और शिशुओं को भोजन के रूप में दिया जाता है। मिठाइयाँ बनाने और फलों के संरक्षण में इसका इस्तेमाल किया जाता है। महत्वपूर्ण विटामिन 'सी' ग्लूकोज से बनता है। ग्लूकोज का अभिलक्षणिक गुण यह है कि इससे नीचे लिखी विधि से रजत दर्पण बन जाता है।

प्रयोग 8.

एक परखनली में सिल्वर नाइट्रेट का घोल लीजिए। इसमें बस इतना-सा अमोनियम डालिए कि जो अवक्षेप बना है वह घुल जाए। अब थोड़ा-सा ग्लूकोज डालिए और इसे कुछ देर तक रख छोड़िए या हल्के-हल्के गरम कीजिए। आप देखेंगे कि परखनली की दीवारों पर चाँदी का दर्पण बन जाएगा। ग्लूकोज अमोनिया युक्त सिल्वर नाइट्रेट का चाँदी में अपचयन कर देता है।

6.20 माड़ी (स्टार्च)

माड़ी या मंड अनाजों की गरियों में प्रचुर

मात्रा में मिलता है। आलू और चावल में मंड बहुत होता है। आलुओं में लगभग 20 प्रतिशत और चावल में लगभग 75 प्रतिशत स्टार्च होता है। मंड पौधों के लिए भोजन का भंडार है किन्तु इसमें से अधिकतर मनुष्य अपने इस्तेमाल के लिए ले लेता है। मंड चीनी की तरह मीठा नही होता। व्यापारिक परिमाण में यह अनाज से तैयार किया जाता है। यह केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है और यह एक *कार्बोहाइड्रेट* है। यह सफेद रंग का एक ठोस होता है जो सामान्यत: पानी में नहीं घुलता। जब हाइड्रोक्लोरिक एसिड या सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति में उसे पानी के साथ गरम किया जाता है, तो स्टार्च से डैक्सट्रिन, माल्ट शर्करा और अंत में ग्लूकोज बनता है। इस प्रक्रिया को *हाइड्रोलिसिस या जल अपघटन* कहते हैं।

प्रयोग 9. *मंड का ग्लूकोज में जल अपघटन*

छोटे-से शंकुरूप फ्लास्क में लगभग 1 ग्राम माड़ी लीजिए। इसमें लगभग 10 घन सें० पानी और 2 घन सें० हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोड़िए और इस मिश्रण को गरम कीजिए। इसमें थोड़ा फहटिंग (Fehting) साल्यूशन डालिए जिसमें कॉपर सल्फेट होता है और फिर गरम कीजिए। आप देखेंगे कि क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप बन जाएगा। इससे पता चलता है कि मंड ग्लूकोज में जल अपघटित (Hydrolysed) हो जाता है, जो क्षारीय कॉपर सल्फेट को अपचयित कर लाल क्यूप्रस ऑक्साइड बना देता है।

स्टार्च बहुत महत्वपूर्ण कार्बनिक पदार्थ है और भोजन तथा अन्य बहुत-से रूपों में इसका प्रयोग होता है।

आयोडीन के घोल के साथ मंड नीला रंग उत्पन्न करता है और यही आयोडीन की परीक्षा का तरीका है। गरम करने पर नीला रंग उड़ जाता है।

प्रयोग 10. *आयोडीन से माड़ी का नीला हो जाना*

एक बीकर में लगभग 10 घन सें० तनु पोटासियम आयोडाइड घोल लीजिए। इसमें लगभग 1 घन सें० क्लोरीन जल छोड़िए। आप देखेंगे कि घोल के रंग में परिवर्तन होगा और यह आयोडाइड में से आयोडीन के अलग हो जाने के कारण होता है। इसमें मंड के घोल की एक-दो बूंदें छोड़िए। तत्काल गहरा नीला रंग पैदा होगा। घोल को गरम कीजिए और नीला रंग गायब हो जाएगा। बीकर को ठंडा कीजिए और आप देखेंगे कि नीला रंग फिर से प्रकट हो जाएगा।

6.21 सैलूलोज

कपास और कागज दो बहुत सामान्य पदार्थ हैं और दोनों में ही मुख्यत: सैलूलोज होता है। सूती धागे में 90 से 97 प्रतिशत तक सैलूलोज होता है। पौधों की कोषाओं की दीवारें मुख्यत: सैलूलोज से ही बनती हैं। लकड़ी में 40 से 50 प्रतिशत तक सैलूलोज होता है। सैलूलोज लकड़ी, घास और सन के विघटन से बनाया जाता है।

सैलूलोज भी केवल कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का यौगिक है और कार्बोहाइड्रेट होता है। यह मीठा नहीं होता। जब सैलूलोज पानी और किसी अम्ल (हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिड) के साथ दबाव के अधीन गरम किया जाता है तो इससे शर्कराएं निकलती हैं और अंत में ग्लूकोज बनता है। यह बहुत-सी वस्तुओं के तैयार करने का स्रोत है जैसे कि गन काटन (एक विस्फोटक पदार्थ), प्लास्टिक, मोटरों के काम आने वाली लैकर, फोटो की 'सुरक्षित' फिल्में, कृत्रिम रेशम (*एसिटेट रेयन और विसकोज़ रेयन*), रोधी पदार्थ, सैलूलायड, सैलोफेन और सैलूलोज स्पंज।

संक्षेप

कार्बनिक यौगिक वे यौगिक होते हैं जिनमें कार्बन अनिवार्य तत्व के रूप में रहती है। जलने पर इनसे कार्बन डाइऑक्साइड निकलती है।

हाइड्रोकार्बन केवल कार्बन और हाइड्रोजन का यौगिक होता है।

बैन्जीन और नैफ्थलीन हाइड्रोकार्बन हैं। पैट्रोल हाइड्रोकार्बनों का मिश्रण होता है।

एक *बहुलक हाइड्रोकार्बन* जटिल यौगिक होता है, जिसमें हाइड्रोकार्बनों की बहुत-सी यूनिटें होती हैं। रबड़ एक बहुलक हाइड्रोकार्बन है।

बहुलकीकरण वह प्रक्रिया है जिससे सरल इकाइयाँ विशाल अणु में बदल जाती हैं। ये इकाइयाँ *एकलक* कहलाती हैं और बड़े-बड़े अणु *बहुलक* कहलाते हैं।

पैट्रोल या गैसोलीन एक महत्वपूर्ण ईंधन है, जो प्राकृतिक पैट्रोलियम तेल से निकाला जाता है। यह संश्लिष्ट रूप मे भी बनाया जाता है।

अल्कोहल में ऑक्सीजन और साथ-ही-साथ कार्बन व हाइड्रोजन भी होती है। यह बहुत महत्वपूर्ण घोलक है। कार्बनिक अम्लो से मिलकर इससे सुवासित पदार्थ तैयार किए जाते हैं जो ऐस्टर कहलाते हैं। बहुत-से फलों और फूलों की सुगंधियों का कारण ऐस्टर ही होते हैं।

ग्लिसरीन भी एक अल्कोहल है। यह चर्बियों और तेलों का एक अवयव है और उन्हीं से जल अपघटन द्वारा ग्लिसरीन तैयार किया जाता है।

सिरके में लगभग 4 प्रतिशत एसिड होता है और यह खाद्य पदार्थ बनाने के काम आता है। यह तनु अल्कोहल से तैयार किया जाता है।

कार्बोहाइड्रेटों में शर्कराएँ, मंड और सैलूलोज होते हैं। ग्लूकोज और चीनी शर्कराएँ हैं। माड़ी और सैलूलोज बहुलक हैं जो ग्लूकोज की इकाइयों से बनते हैं। ये बेस्वाद होते हैं।

प्लास्टिक ऐसा पदार्थ है जिसे गर्म करके मुलायम किया जा सकता है, फिर साँचे में ढाला जा सकता है। साधारण कच्चे पदार्थों के बहुलकीकरण द्वारा प्लास्टिक बनता है।

कुछ संश्लिष्ट धागे सैलूलोज से बनते हैं। कपास प्राकृतिक पदार्थ है जिसमें मुख्यतः सैलूलोज होता है। कागज लगभग सारा-का-सारा सैलूलोज है।

नील पौधों से निकाला जाने वाला नीला रंग है। संश्लेषण द्वारा भी यह तैयार किया जाता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. कार्बनिक यौगिक क्या होते हैं ? उदाहरण दीजिए ।

2. कार्बनिक पदार्थ अकार्बनिक पदार्थों से किस तरह भिन्न होते हैं ?

3. भिन्न-भिन्न प्रकार के कार्बनिक यौगिकों के नाम बताइए । अपने उत्तर में कुछ सामान्य कार्बनिक पदार्थों का उल्लेख कीजिए ।

4. हाइड्रोकार्बन क्या होता है ? उदाहरण दीजिए ।

5. बहुलक हाइड्रोकार्बन किसे कहते हैं ? उदाहरण दीजिए ।

6. अल्कोहल क्या है ? यह कैसे बनता है ? इसके दो महत्वपूर्ण उपयोग बताइए ।

7. ग्लिसरीन के कुछ महत्वपूर्ण गुण और उपयोग बताइए ।

8. (क) नैफ्थलीन, (ख) नील (ग) बैन्जीन के महत्वपूर्ण गुण और उपयोग बताइए ।

9. पैट्रोलियम क्या है ? इसमें से पैट्रोल कैसे निकलता है ? पैट्रोल और गैसोलीन के कुछ उपयोग बताइए ।

10. जब जली हुई माचिस गैस जार में पैट्रोल के पास लाई जाती है तो क्या होता है ?

11. कार्बोहाइड्रेड क्या होता है ? उदाहरण दीजिए ।

12. सक्रोज और ग्लूकोज के गुण और उपयोग बताइए ।

13. क्या रबड़ बहुलक यौगिक है ? इसके महत्वपूर्ण गुण क्या हैं ?

14. वल्कनीकृत रबड़ क्या होता है ? यह कैसे बनता है ?

15. कागज और कपास की रसायनिक प्रकृति क्या होती है ?

16. कुछ ऐसे सरल प्रयोग बताइए जिससे यह प्रकट हो कि दिया हुआ पदार्थ कार्बनिक है ?

17. हमारा भोजन अधिकांश कार्बनिक होता है । उदाहरण देकर इसे समझाइए ।

18. सैलूलोज क्या है ? कुछ ऐसे पदार्थों का नाम लीजिए, जिनमें अधिकांश सैलूलोज होता है।

19. उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए कि हमारे नित्य के जीवन में अकार्बनिक यौगिकों की अपेक्षा कार्बनिक यौगिकों का बहुतायत से उपयोग किया जाता है ।

20. ऐसा करने पर क्या होता है :

(क) शर्करा को हल्के-हल्के 200 डिग्री सें० पर गर्म करने पर।

(ख) शर्करा के चाशनी में सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड मिलाए जाने पर।

(ग) सिल्वर नाइट्रेट अमोनिया युक्त घोल में ग्लूकोज मिलाने पर।

21. उन स्त्रोतों का नाम बताइए जिनसे चीनी और ग्लूकोज प्राप्त होते हैं ?

22. सिरका (विनेगर) क्या होता है ? इसमें कौन-सा कार्बनिक यौगिक होता है ? इसके प्रयोग बताइए।

अध्याय 7

अणु और परमाणु : रसायनिक प्रतीक और सूत्र

7.1 अणु और परमाणु

प्राचीन काल में भी कुछ लोग सोचते थे कि द्रव्य *परमाणुओं* से मिल कर बना है। उन्होंने यह जान लिया था कि परमाणु सबसे छोटे ऐसे कण होते हैं जो और आगे विभक्त नहीं किए जा सकते। सन् 1808 में जान डाल्टन ने इस विचार को एक निश्चित रूप दिया और यह सिद्धांत प्रतिपादित किया, जिसे *डाल्टन का परमाणु सिद्धांत* कहा जाता है। अब हम परमाणुओं को द्रव्य का वह लघुतम कण मानते है जो रसायनिक अभिक्रिया में भाग ले सकता है किन्तु सभी परमाणु प्रकृति में स्वतंत्र रूप में विद्यमान नहीं रहते। यद्यपि वायु की अक्रिय गैसो के परमाणुओं की भाँति कुछ परमाणु स्वतंत्र रूप में रहते हैं किन्तु सामान्यत: ये दो या अधिक समूहो के रूप में ही रहते हैं। परमाणओं के इन समूहों या पुंजों को अणु (Molecules) कहते हैं। गैसीय मूलतत्वों जैसे हाइड्रोजन, ऑक्सीजन और नाइट्रोजन के एक-एक अणु दो-दो परमाणु होते है। यौगिकों के अणु में दो या अधिक भिन्न-भिन्न प्रकार के परमाणु होते हैं। उदाहरण के लिए, जल के एक अणु में हाइड्रोजन के दो और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है और कार्बन डाइआक्साइड के एक अणु में कार्बन का एक और ऑक्सीजन के दो परमाणु रहते हैं।

डाल्टन ने परमाणुओं के गुणों का निम्न प्रकार से वर्णन किया है :

(i) परमाणु पदार्थ के अंतिम कण होते हैं जिनसे मूलतत्व या यौगिक बनते हैं। यह न उत्पन्न किए जा सकते और न ही नष्ट किए जा सकते हैं।

(ii) एक ही मूलतत्व के परमाणु, गुणों की दृष्टि से एक-से होते हैं और उनका द्रव्यमान भी एक होता है।

(iii) एक मूलतत्व के परमाणुओं के गुण और द्रव्यमान दूसरे मूलतत्वों के परमाणुओं के गुणों और द्रव्यमान से भिन्न होते हैं।

(iv) भिन्न-भिन्न प्रकार के परमाणु सरल समाकल अनुपातों में संयुक्त होकर यौगिक बनाते हैं।

बाद की खोजों के आधार पर डाल्टन के उक्त कथनों मे से कुछ को परिवर्तित किया गया, किन्तु जिन नियमों का हम यहाँ विवेचन करेंगे उनकी दृष्टि से इनका महत्व नहीं है।

डाल्टन ने इन विचारों का रसायनिक संयोजन के निम्न नियमों को समझाने के लिए उपयोग किया था।

1. *द्रव्यमान संरक्षण या द्रव्य संरक्षण* का

1. *नियम*
2. *निश्चित समानुपात का नियम।*
3. *बहुसमानुपातों का नियम*

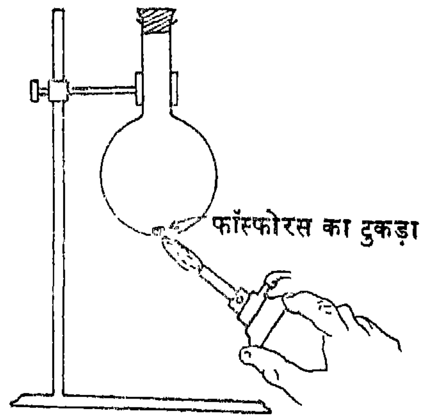
नोट:- एक और नियम जिसे पारस्परिक समानुपातों का नियम कहते हैं की चर्चा अध्याय 11 में की गई है।

7.2 द्रव्यमान संरक्षण या पदार्थ संरक्षण का नियम

इसे पहली बार सन् 1774 में लाभोजियर ने मालूम किया। उसने देखा कि एक ऐसे बंद पात्र में जब टीन अर्थात् राँगे को गरम किया गया जिसमें वायु मौजूद थी तो एक नया द्रव्य बन गया और कुल द्रव्यमान में कोई अंतर नहीं पड़ा। निम्नलिखित प्रयोगों द्वारा इस बात को और अच्छी तरह दिखलाया जा सकता है।

प्रयोग 1.

250 घन सें० क्षमता के एक गोल तली के मजबूत फ्लास्क को लेकर इसमें दो फिल्टर पेपर के बीच में रखकर सुखाई हुई सफेद फॉस्फोरस लीजिए। (चित्र-52 क)। फ्लास्क को इस तरह बंद कीजिए कि हवा न जा सके अर्थात् इसे वायुरोधी बना दीजिए : इसके लिए फ्लास्क में रबड़ की डाट लगानी होगी। अब एक ज्वाला से फ्लास्क की तली को गरम कीजिए जब तक कि फॉस्फोरस प्रज्वलित न हो जाए। आप देखेंगे कि एक नए पदार्थ (फॉस्फोरस ऑक्साइड) का सफेद धूम निकलने लगेगा। अब एक नल के नीचे पानी छोड़ कर फ्लास्क को ठंडा कीजिए। ऐसा करने से जलती हुई फॉस्फोरस से गर्मी और दबाव बहुत अधिक बढ़ने से रुक जाएँगे। जब फास्फोरस पूरी तरह जल जाए तो फ्लास्क को कमरे के तापमान तक ठंडा हो जाने दीजिए। फ्लास्क को सुखा कर फिर से तोलिए। आप देखेंगे कि भार में कोई अंतर नहीं पड़ा है।

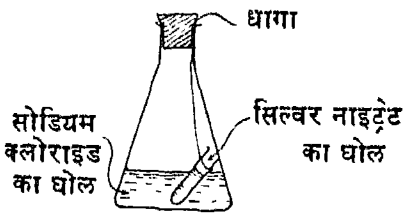


चित्र-52 (क) *द्रव्यमान संरक्षण का नियम*

प्रयोग 2.

एक शंकु आकार वाले फ्लास्क में लगभग 5 घन सें० तनु सोडियम क्लोराइड (नमक) का घोल लीजिए और रबड़ की डाट लगाकर इसे वायुरोधी बना दीजिए। फ्लास्क में चित्र-52 (ख) की तरह धागे से बाँध कर छोटी-सी परखनली फ्लास्क में डालिए, जिसमें लगभग 2 घन सें० सिल्वर नाइट्रेट घोल हो।

परखनली को इस ढग से रखिए कि इसके भीतर का घोल फ्लास्क के घोल से तभी मिले जब आप ऐसा करना चाहेंगे। फ्लास्क में डाट लगा दीजिए और सारे को बहुत सावधानी से तोल लीजिए। अब फ्लास्क को इस तरह झुकाइए कि दोनों घोल मिल जाएँ। आप देखेंगे कि फ्लास्क में एक नया पदार्थ (सिल्वर क्लोराइड) का सफेद रंग का अवक्षेप दिखाई देगा। फ्लास्क को फिर से तोलिए। आप देखेंगे कि भार में कोई अंतर नहीं पड़ा।



चित्र-52 (ख)

प्रयोग को (1) फैरस सल्फेट और अम्लीकृत पोटासियम परमैंगनेट और (2) पोटासियम आयोडाइड और मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ फिर से दोहराइए। पहले में रंग अदृश्य हो जाएगा। फिर दूसरे में सिंदूरी अवक्षेप प्राप्त होगा।

परमाणु सिद्धांत के अनुसार परमाणु अविनाशी है अर्थात् रसायनिक परिवर्तन के प्रारंभ में जो परमाणु विद्यमान हैं वे इसके बाद भी विद्यमान रहने चाहिए। प्रत्येक परमाणु का एक निश्चित द्रव्यमान होता है, और रसायनिक परिवर्तन मे केवल परमाणुओं का पुनर्समायोजन और पुर्नसमूहन ही होता है। क्योंकि पदार्थ का कुल द्रव्यमान विभिन्न परमाणुओं के द्रव्यमानों का योग ही होता है इसलिए रसायनिक परिवर्तन के आरंभ में और अंत में कुल द्रव्यमान एक जैसा ही रहता है।

7.3 निश्चित द्रव्यमान समानुपातों का नियम

इस नियम की पहली बार परीक्षा सन् 1799 में जोसफ प्राउस्ट ने की थी। उन्होंने विभिन्न स्त्रोतों और विभिन्न तरीकों से प्राप्त यौगिकों का परीक्षण किया। उन्होंने यह पता लगाया कि शुद्ध रूप में एक विशेष यौगिक में वही मूलतत्व एक ही निश्चित समानुपातों में संयुक्त होकर रहते हैं। इस बात को प्रयोग 3 द्वारा और अच्छी तरह दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 3.

एक तुली हुई चीनी (पोरसीलेन) की नाव में 0·4 ग्राम शुद्ध मैग्नीशियम लीजिए। चित्र 53 की तरह इस नाव को दाह नली में रखिए। इसे गर्म कीजिए और ऊपर से ऑक्सीजन की धारा निकालिए। मैग्नीशियम ऑक्सीजन में जलता है। जब मैग्नीशियम पूरी तरह जल जाय तो नाव में जो ऑक्साइड बना है उसके समेत नाव को तोल लीजिए। इस भार और नाव के पहले भार का जो अंतर होगा वही ऑक्साइड का भार होगा। ऑक्साइड के भार और जो मैग्नीशियम जला उसके भार का अंतर उस ऑक्सीजन के भार के बराबर होगा जो मैग्नीशियम से संयोजित हुई। आप देखेंगे कि मैग्नीशियम : ऑक्सीजन : 3 : 2 : (लगभग)।

उदाहरण 1

नाव का भार =5·00 ग्राम

नाव का भार+शुद्ध मैग्नीशियम =5·40 ग्राम

लिए गए मैग्नीशियम का भार=5·40 ग्राम—5·00 ग्राम
=0·40 ग्राम

नाव का भार+बना हुआ ऑक्साइड=5·66 ग्राम

संयुक्त ऑक्सीजम का भार=5·66 ग्राम—5·40 ग्राम
=0·26 ग्राम

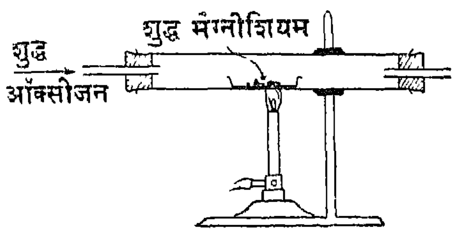
मैग्नीशियम और ऑक्सीजन का अनुपात होता है: 0·40 : 0·26 या 3 : 2 (लगभग)।

इस प्रयोग को करीब 0·40 ग्राम (सही भार) शुद्ध मैग्नीशियम को सूखे और तुले हुए क्रूसिबल में ले कर उसमें 5 घन सें० सांद्रित नाइट्रिक एसिड मिलाइए जिससे मैग्नीशियम नाइट्रेट बनेगा। सारे नाइट्रेट को ऑक्साइड में बदलने के लिए इसे वाष्पित कीजिए और खूब गरम कीजिए। अब क्रूसिबल के ऑक्साइड को तोलिए। जो ऑक्साइड बना और जो मैग्नीशियम काम आया उन दोनों के भार का अंतर उस ऑक्सीजन के भार के बराबर है जो मैग्नीशियम से संयुक्त हुई। आप फिर देखेंगे कि मैग्नीशियम : ऑक्सीजन : : 3 : 2 (लगभग)।

उदाहरण 2.

खे क्रूसिबल का भार =20·00 ग्राम
सिबल का भार+शुद्ध मैग्नीशियम=20·40 ग्राम
ाम आए मैग्नीशियम का भार=20·40—20·00
=0·40 ग्राम
सिबल का भार+बना हुआ ऑक्साइड=20·66 ग्राम
युक्त ऑक्सीजन का भार=20·66—20·40 ग्राम
=0·26 ग्राम

मैग्नीशियम और ऑक्सीजन का अनुपात है:
·40 : 0·26 या 3 : 2 (लगभग)।



चित्र-53. *निश्चित समानुपातों का नियम*

इस प्रकार दो भिन्न तरीकों से जो मैग्नीशियम ऑक्साइड बना उसकी एक निश्चित रचना है और ो तैयार करने की विधि से बिल्कुल स्वतंत्र है।

डाल्टन के अनुसार एक यौगिक विभिन्न परमाणुओं के संयोजन से बनता है और इसके गुण इस बात पर निर्भर करते हैं कि परमाणु किस प्रकार के हैं और उनके कितने परमाणु मौजूद हैं। इस प्रकार विशेष गुणों वाला एक विशेष पदार्थ एक ही प्रकार के परमाणुओं के एक ही अनुपात में आपस में मिलने से बनता है। क्योंकि एक विशेष मूलतत्व के सभी परमाणुओं का एक ही द्रव्यमान होता है इसलिए इस द्रव्य की भार के अनुसार भी एक ही रचना होती है।

7.4 बहुसमानुपातों का नियम

इस नियम का ज्ञान डाल्टन, जेकब बरजेलियस और अन्य वैज्ञानिकों ने प्रयोगों द्वारा पता लगाया। उन्होंने देखा जबकि दो मूलतत्वों के मिलने से दो या अधिक यौगिक बनते हैं तो दोनों में से एक मूलतत्व का भार दूसरे मूलतत्व के निश्चित भार के साथ मिलता है और यह एक सरल समाकल अनुपात में होते हैं। निम्नलिखित सरल उदाहरणों से इस बात को समझाया जा सकता है :

(i) ताँबे के दो ऑक्साइड बनते हैं। एक ऑक्साइड के एक अणु में ताँबे और ऑक्सीजन का एक-एक परमाणु होता है। दूसरे ऑक्साइड के एक अणु में ताँबे के दो परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है। इस प्रकार ताँबे का क्रमशः एक और दो परमाणु ऑक्सीजन के परमाणु से मिलते हैं। अब आप जानते हैं कि एक ही मूलतत्व के परमाणुओं का भार एक ही होता है। इस प्रकार दो यौगिकों में ऑक्सीजन के एक ही भार से मिलने वाले ताँबे का अनुपात 1 : 2 होता है जो सरल समाकल अनुपात है।

(ii) कार्बन से दो ऑक्साइड बनते हैं। एक ऑक्साइड के एक अणु में कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है। दूसरे ऑक्साइड के एक अणु में कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन के दो परमाणु होते हैं। इस प्रकार दो ऑक्साइडों में कार्बन का एक परमाणु ऑक्सीजन के क्रमशः एक और दो परमाणुओं से संयुक्त होता है। क्योंकि एक ही मूलतत्व के परमाणुओं

का भार भी एक ही होता है, इसलिए जो ऑक्सीजन कार्बन के एक परमाणु-भार से मिलती है तो उसका अनुपात 1 : 2 होता है, जो कि एक सरल समाकल अनुपात है।

(iii) फॉस्फोरस से दो क्लोराइड बनते हैं। एक क्लोराइड में फॉस्फोरस का एक परमाणु क्लोरीन के तीन परमाणुओं से मिलता है। दूसरे क्लोराइड में फॉस्फोरस का एक परमाणु क्लोरीन के 5 परमाणुओं से मिलता है। इस प्रकार क्लोरीन के क्रमशः तीन परमाणु-भार और पाँच परमाणु-भार फॉस्फोरस के एक परमाणु भार से मिलते हैं और इनका अनुपात 3 : 5 होता है जो कि एक सरल समाकल अनुपात है।

यह नियम परमाणु सिद्धांत से निकला है, जिसमें कहा गया है कि यदि दो मूलत्व एक से अधिक अनुपात में मिलकर भिन्न-भिन्न यौगिक बनाते हैं तो एक तत्व के उन परमाणुओं की संख्या में सरल संबंध रहता है जो दूसरे मूलतत्व के एक या अधिक परमाणुओं से मिलते हैं।

7.5 रसायनिक प्रतीक और सूत्र

हर विज्ञान की अपनी अंकन पद्धति होती है। रसायन-शास्त्र में प्रतीकों और सूत्रों की आवश्यकता होती है और इसके लिए भी एक उपयुक्त अंकन पद्धति निकाली गई है। मूलतत्वों को सामान्यतः उनके नामों के पहले अक्षर से और कुछ तत्वों को अधिक स्पष्टता के लिए दो अक्षरों से प्रकट किया जाता है, जिनमें से एक नाम का पहला अक्षर होता है। नाम मुख्यतः लैटिन के रहते हैं। इनमें से कुछ अंग्रेजी में भी सामान्यतः प्रयुक्त होते हैं। इन अंकनों को प्रतीक (Symbol) कहते हैं। मूलतत्व के प्रतीक से उनके परमाणु और द्रव्यमान का बोध होता है। आगे कुछ सरल उदाहरण दिए जा रहे हैं :

मूलतत्व का नाम	*प्रतीक*
ऑक्सीजन	O
नाइट्रोजन	N
हाइड्रोजन	H
कार्बन	C
सल्फर	S
फॉस्फोरस	P
क्लोरीन	Cl
सोडियम (नेट्रियम)	Na
सोना (आरम)	Au
चाँदी (अर्जेन्टम)	Ag
ताँबा (क्यूपरम)	Cu
लोहा (फैरम)	Fe
पारा (हाइड्रैगिरम)	Hg
सीसा (प्लम्बम)	Pb
ऐल्युमिनियम	Al
जस्त (जिंक)	Zn
टिन या राँगा (स्टैनम)	Sn
कैल्सियम	Ca
मैग्नीशियम	Mg
पोटासियम (कैलियम)	K

मूलतत्व और यौगिक अणुओं के रूप में ही अपना स्वतंत्र अस्तित्व रख सकते हैं। अणु को सूत्र द्वारा प्रकट किया जाता है जिससे यह पता चलता है कि इनमें एक या अधिक मूलतत्वों के कितने परमाणु हैं।

मूलतत्व के एक अणु में उसी तत्व के एक या अधिक परमाणु होते हैं और यौगिक के अणु में एक विशेष अनुपात में दो या अधिक मूलतत्वों के परमाणु होते हैं। यौगिकों के सूत्र लिखने में सभी मूलतत्वों के परमाणुओं की संख्या भी लिखी जाती है। इसके कुछ आम उदाहरण नीचे दिये जा रहे हैं।

पदार्थ का नाम	*आणविक सूत्र*
हाइड्रोजन	H_2
नाइट्रोजन	N_2

ऑक्सीजन	O_2	चूने का पत्थर	$CaCO_3$
जल	H_2O	अमोनियम क्लोराइड	NH_4Cl
कार्बन डाइग्राक्साइड	CO_2	सिल्वर ऑक्साइड	Ag_2O
सल्फर डाइग्राक्साइड	SO_2		
फॉस्फोरस पैन्टाग्राक्साइड	P_2O_5		

रसायनिक सूत्र किस तरह बनाए जाते हैं, इस का विवरण ग्यारहवें अध्याय में दिया गया है।

संक्षेप

यदि किसी मूलतत्व को बराबर बाटते जाएँ तो इसका सबसे छोटा जो कण होगा वह *परमाणु* है। पदार्थ का वह कण *अणु* कहलाता है जो स्वतन्त्र अस्तित्व रख सकता है।

किसी मूलतत्व का अणु उसके परमाणुओं का वह समूह है जिसमें एक ही प्रकार के दो या अधिक परमाणु होते हैं।

यौगिक का अणु वह समूह है, जिसमें भिन्न-भिन्न प्रकार के दो या अधिक परमाणु होते हैं। डाल्टन का परमाणु सिद्धांत बताता है :

1. परमाणु पदार्थ के वे अंतिम कण होते हैं जिनसे मिलकर मूलतत्व या यौगिक बनते हैं। इन्हें न तो उत्पन्न किया जा सकता है और न नष्ट ही किया जा सकता है। साथ ही इन्हें और विभक्त भी नहीं किया जा सकता है।
2. एक ही मूलतत्व के सभी परमाणु गुणों में एक जैसे होते हैं और उनका द्रव्यमान या भार भी एक ही होता है।
3. भिन्न-भिन्न मूलतत्वों के परमाणु गुणों और भार से भिन्न होते हैं।
4. विभिन्न परमाणुओं के सरल समाकल अनुपात में संयुक्त होने से यौगिक बनते हैं।

परमाणुओं का रसायनिक संयोजन तीन महत्वपूर्ण नियमों के अनुसार होता है।

द्रव्यमान संरक्षण नियम है : किसी भी रसायनिक अभिक्रिया में भार में कोई परिवर्तन नहीं होता।

स्थिर समानुपात नियम है : किसी एक यौगिक में सदा वही मूलतत्व होते हैं और वे एक ही निश्चित समानुपात में (भार के अनुसार) संयुक्त रहते हैं।

बहु समानुपात नियम है : जब दो मूलतत्व मिलकर एक से अधिक यौगिक बनाते हैं, तो एक मूलतत्व के जो भिन्न-भिन्न भार दूसरे मूलतत्व के एक ही भार से संयुक्त होते हैं, उनमें एक सरल समाकल अनुपात रहता है।

किसी मूलतत्व के लैटिन नाम का पहला अक्षर या दो अक्षरों (एक पहला और एक अन्य) के समूह को *रसायनिक प्रतीक* कहते हैं। इससे मूलतत्व के एक परमाणु और साथ ही उसके

भार को अभिव्यक्त किया जाता है।

रसायनिक सूत्र एक अणु को बनाने वाले सभी मूलतत्वों के प्रतीकों का समूह होता है। यह किसी मूलतत्व या यौगिक के एक अणु में उपस्थित परमाणुओं की सख्या और प्रकार को प्रकट करना है। यह एक अणु और उसके भार को व्यक्त करता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. परमाणु क्या होते हैं? उनके गुण बताइए।
2. अणु क्या होते हैं? यह परमाणु से किस प्रकार भिन्न होते हैं?
3. द्रव्यमान संरक्षण नियम को स्पष्ट कीजिए। इसको समझाने के लिए कोई प्रयोग बताइए।
4. 4·8 ग्राम मैग्नीशियम को 3·2 ग्राम ऑक्सीजन का प्रयोग करके पूरी तरह जला दिया जाता है। बताइए कि इससे बने हुए उत्पाद का भार कितना होगा?
5. निश्चित समानुपात नियम का वर्णन कीजिए और इसके दो उदाहरण दीजिए।
6. हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के विस्फोट से जो जल उत्पन्न होता है उसमें दोनों तत्व भार के अनुसार 1:8 के अनुपात में होते हैं। यह बताइए कि शुद्ध जल के किसी भी नमूने की रचना क्या होगी?
7. बहु समानुपात नियम का वर्णन कीजिए और उसके दो उदाहरण दीजिए।
8. नाइट्रोजन के तीन ऑक्साइडों में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन 2 परमाणु : 1 परमाणु; 2 परमाणु : 3 परमाणु और 2 परमाणु : 5 परमाणु के क्रमिक अनुपात में होते हैं। इससे बहु समानुपात नियम का कैसे समर्थन होता है?
9. रसायनिक प्रतीक को स्पष्ट कीजिए और इसका अर्थ समझाइए। इसके पाँच उदाहरण दीजिए।
10. रसायनिक सूत्र को स्पष्ट कीजिए और इसका अर्थ समझाइए।
11. यह लिखिए :

    (क) (i) सोडियम, (ii) सिल्वर, (iii) ऑक्सीजन, (iv) क्लोरीन, और (v) फॉस्फोरस के रसायनिक प्रतीक।

    (ख) (i) सोडियम क्लोराइड, (ii) सोडियम सल्फेट, (iii) पोटासियमनाइट्रेट, (iv) कैल्सियम सल्फेट, (v) कैल्सियम कार्बोनेट के रसायनिक सूत्र।

अध्याय 8

द्रव्य की अवस्थाएँ और उनके अभिलक्षण

8.1 द्रव्य की अवस्थाएँ

हमने पहले अध्यायों में पढ़ा है कि सामान्य तापमान पर वायु ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और हाइड्रोजन गैसें होती हैं। जल एक द्रव होता है, और कार्बन, सल्फर, फॉस्फोरस तथा बहुत-सी धातुएँ और उनके लवण ठोस होते हैं। इस प्रकार द्रव्य तीन अवस्थाओं में रहता है : (1) गैस, (2) द्रव और (3) ठोस ।

उपर्युक्त परिस्थितियों में ये तीनों अवस्थाएँ परस्पर परिवर्तनशील हैं। उदाहरण के लिए जल सामान्य तापमान पर द्रव रहता है किन्तु 100 डिग्री सें० या इससे ऊपर के तापमान पर गर्म करने से यह भाप (गैसीय अवस्था) में बदल जाता है और जब इसे 0 डिग्री सें० पर ठंडा किया जाता है तो यह ठोस बर्फ बन जाता है। इसके विपरीत जब बर्फ को गर्म किया जाता है तो यह पानी बन जाती है और जब पानी को खौलाया जाता है तो इसकी भाप बन जाती है और ठंडा होने पर फिर से यह द्रव जल के रूप में संघनित हो जाता है।

अब हम तीनों अवस्थाओं के अभिलक्षणों का अध्ययन करेंगे।

8.2 गैसों के अभिलक्षण

संपीड्यता गैसों का एक अभिलक्षणिक गुण है । गर्म होने पर ये फैलती हैं और दबाव पड़ने पर इनका आयतन घट जाता है ।

गैसों को बड़ी आसानी से आयतनों में मापा जा सकता है । किसी भी पदार्थ का आयतन वह स्थान है जो पदार्थ ने घेर रखा होता है । गैस के किसी नमूने का आयतन वही होता है जो उस पात्र का आयतन होता है जिसमें गैस रखी हो ।

आयतन सामान्यतः घन सें० मीटरों या लिटरों में लिखा जाता है ।

1 लिटर=1000 मि० लिटर या लगभग 1000 घन सें० (CC)

1 घन सें० (CC)=4 डिग्री सें० पर एक ग्राम पानी का आयतन ।

किसी भी गैस का आयतन तापमान पर निर्भर होता है और दबाव पर भी ।

तापमान की परिभाषा इस प्रकार की गई है कि यह किसी पदार्थ की डिग्रियों में प्रकट की गई गर्मी का माप है । तापमान मापने के भिन्न-भिन्न पैमाने हैं। इनमें से ये पैमाने महत्वपूर्ण हैं: (i) सेंटिग्रेड पैमाना जो विज्ञान में सामान्यतः प्रयोग में लाया जाता है, (ii) फायरनहाइट पैमाना, (iii) स्थिर या कैलविन पैमाना । रसायन में आमतौर से सेंटिग्रेड और कैलविन पैमानों का प्रायः प्रयोग किया जाता है ।

प्रयोगों द्वारा हमें गैसों के व्यवहार का जो ज्ञान मिलता है, उससे ऐसा लगता है कि –273 डिग्री सें० से और नीचे तापमान प्राप्त नहीं हो सकते। इससे हमें ताप का परम मापक्रम प्राप्त हो जाता है। पहली बार सन् 1848 में लार्ड कैलविन ने इस ताप मापक्रम का प्रस्ताव किया था। इस पैमाने में तापमान 'T' के प्रतीक से व्यक्त किया जा सकता है।

सेंटिग्रेड पैमाने के अनुसार 0 डिग्री सें० इसका शून्य होता है। जो पानी के जमने के बिन्दु के बराबर है। 100 डिग्री सें० पानी के खोलने के बिन्दु के तदनुरूप है। 0 डिग्री सें०जो 32 डिग्री फारेनहाइट (फारेनहाइट स्केल) के बराबर होता है और 100 डिग्री सें० जैसे कि चित्र-54 में दिखाया गया है 212 डिग्री फा० के तदनुरूप है।

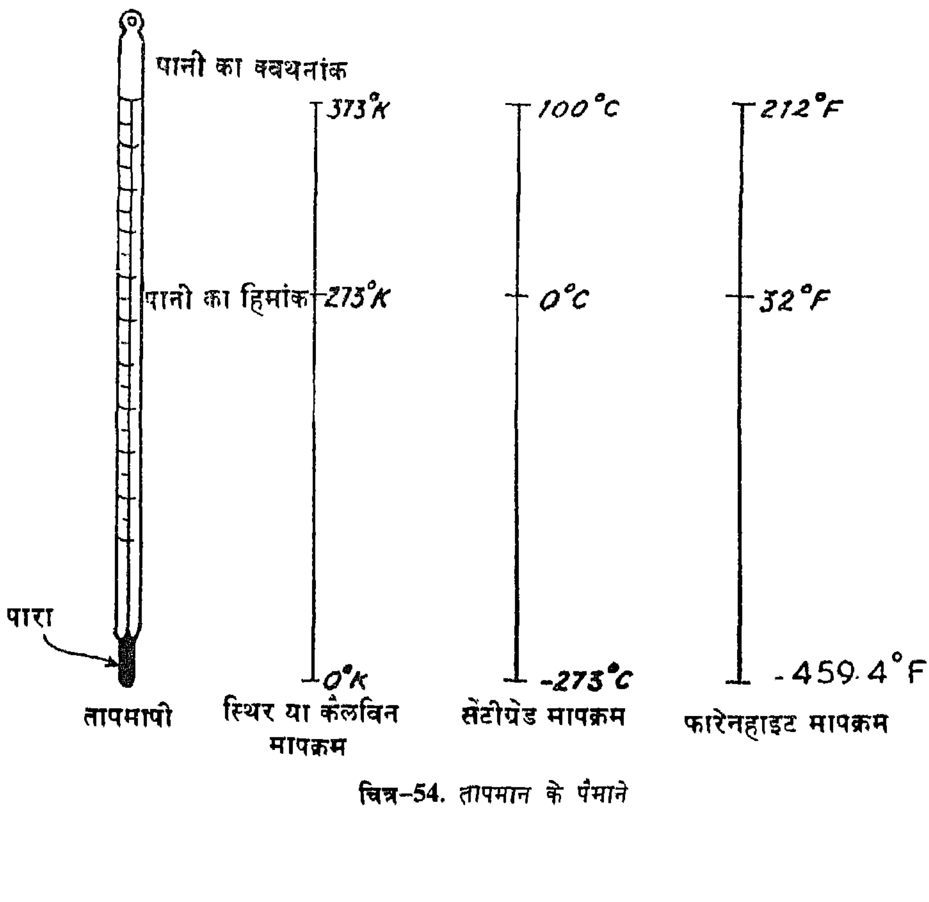
सें० तापमान (t°c) अन्य पैमानों के तापमान में इस प्रकार बदला जा सकता है :

$$t°C=(t+273)°K=T°$$

$$t°C=(\frac{212-32}{100}\times)t+32=t_1°F$$

$$t°F=(t-32)\times\frac{100}{212-32}=t_2°C$$

गैस के नमूने का आयतन दबाव पर भी निर्भर करता है। जिससे संघति प्रवाह की दिशा का पता



चित्र–54. तापमान के पैमाने

चलता है जिस प्रकार कि तापमान से ऊष्मा के प्रवाह की दिशा जानी जाती है। ऊष्मा गर्म वस्तु से ठंडी वस्तु की ओर प्रवाहित होती है और यदि रोका या बाँधा न जाए तो द्रव्य अधिक दबाव वाले स्थान से कम दबाव वाले स्थान की ओर हरकत करता है। उदाहरण के लिए मोटर टायर में दबा कर भरी हुई हवा अर्थात् ऊँचे दबाव वाली हवा बाहर से कम दबाव वाले क्षेत्र की ओर निकलती है। रबड़ के एक ब्लेडर में दबा कर भरी हुई हवा यदि ब्लेडर में छेद होता है तो इसके जरिए बाहर निकल जाती है।

हम पृथ्वी पर उस तरल की तली में रहते हैं जिसे वायुमंडल कहा जाता है और जो दबाव डालता है। निम्नलिखित प्रयोग द्वारा इस बात को प्रदर्शित किया जा सकता है।

प्रयोग 1.

एक ऐसी बोतल लीजिए जो डिब्बे की पतली टीन की बनी हो। एक चूषण पंप द्वारा इसकी हवा निकाल दीजिए। आप देखेंगे कि जैसे-जैसे वायु बाहर निकलती है वायुमंडल का दबाव बोतल को पिचकाता जाता है। यदि चूषण पंप न मिले तो इस प्रयोग को नीचे लिखे ढंग से बदला जा सकता है :

एक पतले से टीन के डिब्बे में थोड़ा-सा पानी लीजिए। पानी को गर्म कीजिए और कुछ देर तक इसे खौलाते रहिए ताकि सारी वायु का स्थान भाप ले ले। अब डिब्बे में कस कर डाट लगा दीजिए और इसे ठंडा होने दीजिए। इस पर ठंडा पानी छिड़किए। आप देखेंगे कि डिब्बा पिचक जाएगा। डिब्बे के भीतर की भाप के संघनित होने से भीतर का दबाव कम हो जाता है और बाहर से वायुमंडल का ऊँचा दबाव या दाब इसे पिचका देती है।

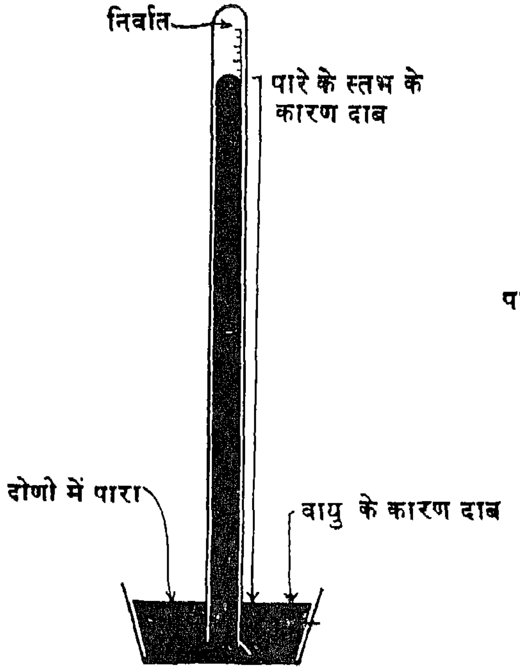
प्रयोग 2.

मजबूत काँच की एक ऐसी नलकी को लेकर पारे से भरिए जो लंबी या अंशांकित हो और एक ओर से बंद हो। चित्र-55 की तरह इसे एक ट्रफ में उलट दीजिए, जिसमें पारा भरा हो। आप देखेंगे कि नलकी में काफी ऊँचाई तक पारा भरा रहेगा और पारे के ऊपर नलकी में कुछ हिस्से में निर्वात बन जाएगा। क्योंकि कमरे के तापमान पर पारे का अधिक वाष्पन नहीं होता इस कारण रिक्त स्थान निर्वात ही होगा। इससे यह प्रगट होता है कि वायु पारे पर दबाव डालती है और यह दबाव पारे के कालम के भार के बराबर है। द्रवों का यह सामान्य गुण है कि द्रव के एक ही स्तर पर किसी भी बिन्दु पर दाब समान रहता है। इस प्रकार ट्रफ में पारे की सतह के स्तर पर

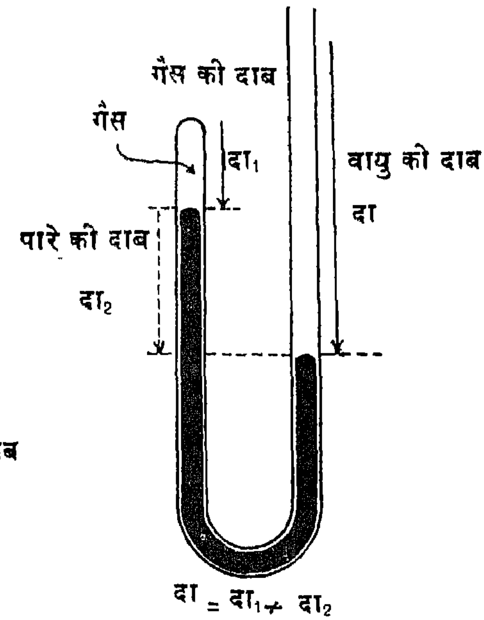
$$P_{atm} = P_{Hg}$$

इस प्रकार पारे के कालम द्वारा वायुमंडल के दबाव को मापना संभव है।

एक मानक वायुमंडलीय, 760 मिलिमीटर या 76 सेंटिमीटर लंबे पारे के कालम को, समुद्र तल पर 0 डिग्री सें० पर आधार देता है। इसे 1 वायुमंडलीय दबाव कहा जाता है। वायुमंडलीय दबाव 76 सेंटिमीटर ऊँचे और 1 वर्ग सेंटिमीटर के अनुप्रस्थ काटवाले पारे के कालम को अर्थात् 76 घन सेंटिमीटर पारे को संतुलित कर सकता है। इतने पारे का भार 76×13.6



चित्र–55. *बैरोमीटर नली*



चित्र–56. *मैनोमीटर*

ग्राम होगा क्योंकि 13·6 पारे का आपेक्षित घनत्व है।

जैसा कि चित्र-56 में दिखाया गया है गैस के एक नमूने के दबाव को दाबांतरमापी (मैनोमीटर) में मापा जा सकता है।

$P = 1\,atm. P_2 = a$ mm of Hg

$P = P_1 + P_2$

$P_1 = P - P_2 = 760 \div a$ mm of Hg

(P बैरोमीटर से ज्ञात हो सकता है)

जब $P_2 = O$, $P_1 = P$.

8.3 द्रवों के अभिलक्षण

1. गैसों से भिन्न द्रव बहुत ही कम संपीड्य होते हैं। इनका आयतन दाब के साथ बदलता नहीं। हाँ, यह तापमान के साथ अवश्य बदलता है। दो या अधिक द्रवों को शुद्ध आयतन मोटे तोर पर मूल आयतनों के योग के बराबर होता है। सब गैसें किसी भी समानुपात में मिल सकती हैं और उन्हें *मिश्रणीय* कहा जाता है। किन्तु द्रव मिश्रणीय या आंशिक मिश्रणीय अथवा अमिश्रणीय हो सकते हैं, जिनकी अलग-अलग परतें बन जाती हैं। *द्रव अपने आयतन को बनाए रखते हैं, भले ही उनका पात्र चाहे जैसा हो।*

2. *द्रवों की कोई अभिलक्षणिक शक्ल नहीं होती।* जिस पात्र में द्रव भरे जाएं, वे उसी की शक्ल ले लेते हैं।

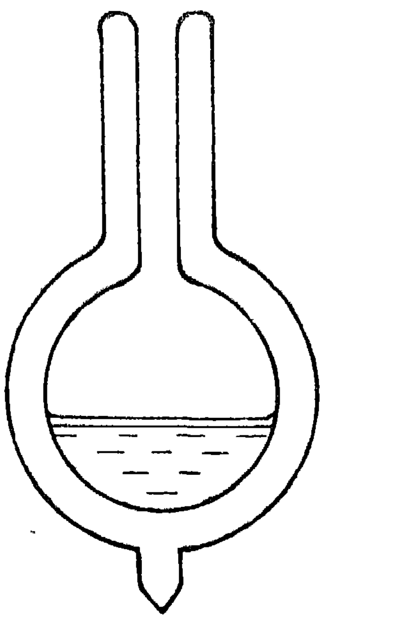
3. गैसें विसरित हो जाती हैं और द्रव भी। किन्तु द्रव *धीरे-धीरे विसरित* होते हैं और गैसें बहुत

तेजी से *विसरीत होती हैं।* जब पानी में स्याही की एक बूँद गिर जाती है तो यह सारे पानी में विसरित हो जाती है। द्रव का एक-एक अणु पात्र के एक कोने से दूसरे कोने तक जा पहुँचता है, किन्तु ऐसा करने में हर अणु को अरबों टकराव सहने पड़ते हैं। गैसों में अणुओं को इस तरह एक से दूसरी ओर जाने में इतनी अधिक टक्करें नहीं सहनी पड़ती। इस प्रकार गैस का अणु हरकत करने में और दूसरी गैसों से मिलने में अधिक स्वतंत्र होता है।

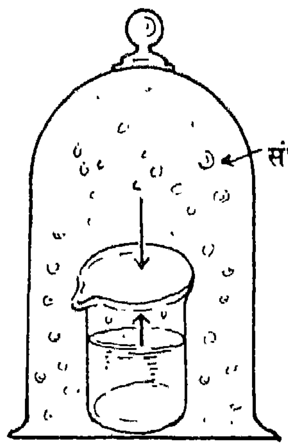
4. *प्रभाव्य* होने पर द्रव *वाष्पित* होते हैं। जब किसी द्रव को प्रभाव्य किया जाता है तो इसकी सतह पर से अणु उड़ जाते हैं।

जब कोई द्रव अरोधी पात्र से वाष्पित होता है तो इसका तापमान अधिक नहीं गिरता। किन्तु जब वाष्पन किसी *रोधी* पात्र (अर्थात् जिस पात्र पर रूई, ऊन या रबड़ जैसा अचालक पदार्थ लिपटा हो) से होता हो तो चारों ओर से ऊष्मा का प्रवाह मंद रहता है और द्रव का तापमान काफी गिर जाता है। इससे वाष्पित होने की गति घट जाती है। डेवर फ्लास्क या थर्मस फ्लास्क (देखिए चित्र-57) में ठीक ऐसा ही होता है। द्रव वायु (अत्यधिक वाष्पशील द्रव) इस प्रकार के पात्रों में घंटों तक सुरक्षित रखी जाती है।

5. *वाष्प दाब* : जब कोई द्रव बंद स्थान में वाष्पित होता है तो उसका स्तर थोड़ी देर के लिए गिरता है किन्तु कुछ देर बाद स्थिर हो जाता है। इसका मतलब यह हुआ कि द्रव के अणु तरल में से निकल कर बाहर के सीमित स्थान में चले जाते हैं और फिर लौट आते हैं। इससे पात्र में द्रव की मात्रा स्थिर रहती है और द्रव के ऊपर वाष्प में अणुओं का स्थानांतरण स्थिर हो जाता है। इसका कारण द्रव और ऊपर की वाष्प में गतिक साम्य का होना है। वाष्प में जो अणु होते हैं, वे दाब डालते हैं, जो द्रवों की विशेषता है। इसे द्रव का *संतृप्त वाष्पदाब* कहते हैं। वाष्पदाब इन बातों पर निर्भर करती है: (i) द्रव की प्रकृति, (*ii*) तापमान।



चित्र–57. डेवर का फ्लास्क



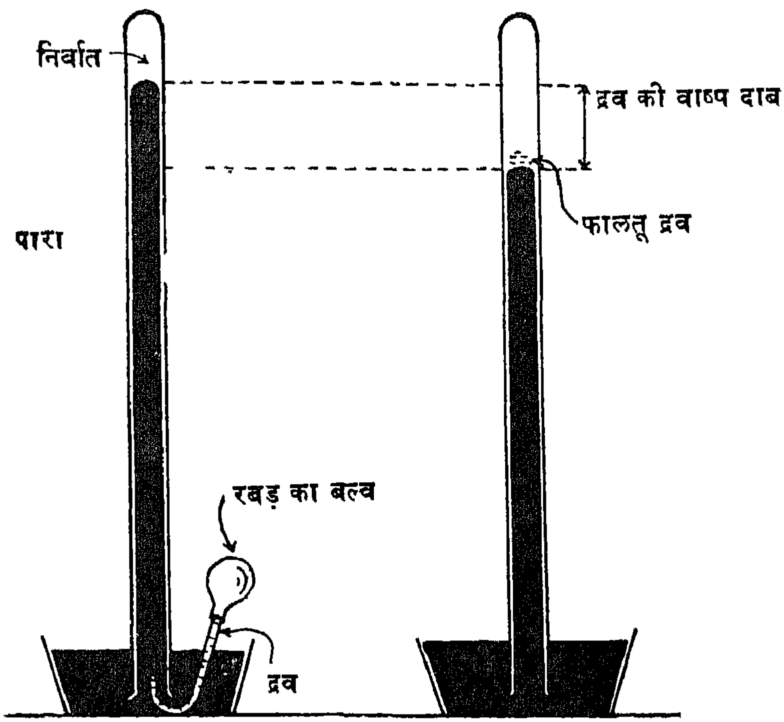
चित्र–58. *सीमित स्थान में वाष्पीकरण*

किसी निश्चित तापमान पर भिन्न-भिन्न द्रवों की भिन्न वाष्पदाब होती है। तापमान के बढ़ने से सभी द्रवों की वाष्पदाब भी बढ़ती जाती है। किसी निश्चित तापमान पर किसी द्रव की वाष्पदाब नीचे लिखे प्रयोग की भाँति मापी जा सकती है।

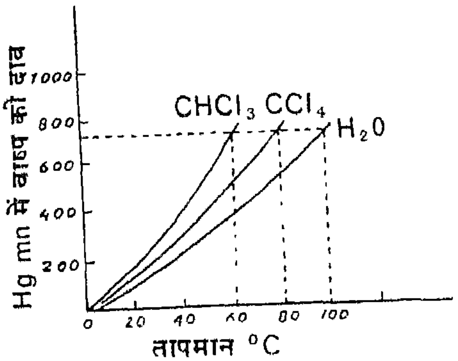
प्रयोग 3.

एक बैरोमीटर नली को पारा भर कर खड़ी कीजिए, जैसा कि चित्र 59 में दिखाया गया है। एक बिंदुपाती (ड्रापर) द्वारा बैरोमीटर नली में 2 घन सें० द्रव पहुँचा दीजिए। आप देखेंगे कि द्रव ऊपर चढ़ेगा और निर्वात में जाकर वाष्पित हो जाएगा। साथ ही पारे के स्तर में जो गिरावट आएगी उसकी ओर ध्यान दीजिए। इससे यह पता चलता है कि वाष्प दाब डालती है और वह दाब कमरे के नोट किए हुए तापमान पर पारे के पहले और बाद के स्तरों के अंतर के बराबर है।

विभिन्न तापमानों पर यही प्रयोग कीजिए। आप देखेंगे कि जैसा चित्र-60 में रेखाओं द्वारा दिखाया गया है, वायुदाब बढ़ती जाएगी। इस प्रकार *वायुदाब तापमान का कार्य* है।



चित्र–59. वायुदाब का मापन



चित्र-60. *तापमान बदलने के साथ वायुदाब का बदलना ।*

6. *क्वथनांक या खौलने का बिंदु* : जब किसी द्रव को खुले पात्र में गर्म किया जाता है तो यह बुलबुले बन-बन-कर वाष्प की अवस्था में बदल जाता है। इस प्रक्रिया को द्रव का क्वथन या खौलना कहते हैं। एक निश्चित दाब पर प्रत्येक शुद्ध द्रव एक नियत तापमान पर खौलने लगता है (मान लीजिए 1 वायुमंडल)। इस तापमान को द्रव का *क्वथनांक* या *खौलने* का *बिंदु* (इस प्रकार b.p=t°C लिखा जाता है) कहते हैं। *द्रव का क्वथनांक वह तापमान है, जिस पर द्रव की वाष्पदाब बाहर की वायुदाब के बराबर हो जाती है।*

द्रव का क्वथनांक दाब पर निर्भर करता है। यह दाब के साथ-साथ बदलता है अर्थात् जब दाब बढ़ती है तो क्वथनांक (b.p.) बढ़ जाता है। मानक या सामान्य क्वथनांक (b.p.) एक मानक वायुदाब अर्थात् 760 मिलिमीटर या हेक्टोमीटर के तदनुरूप होता है। प्रयोग द्वारा इसका मान निर्धारित किया जा सकता है।

7. *द्रव का हिमांक* : जब किसी द्रव को ठंडा किया जाता है तो यह जमकर ठोस हो जाती है। द्रव का जमना एक निश्चित दाब पर और एक निश्चित तापमान पर होता है। दाब के कम हो जाने से द्रव का हिमांक भी नीचा हो जाता है। किसी द्रव का मानक या सामान्य हिमांक (f. p.) मानक वायुदाब के तदनुरूप होता है। यह वह तापमान है जिस पर एक मानक वायुदाब पर या पारे के 760 मिलिमीटर पर द्रव जम जाता है।

8.4 ठोसों के अभिलक्षण

ठोसों के कुछ महत्वपूर्ण लक्षण इस प्रकार हैं :

i द्रवों की तरह ठोसों का *संपीडित करना भी* बहुत *कठिन होता है।* वास्तव में वे प्रायः *असंपीड्य* ही होते हैं क्योंकि उनके अणु बहुत ही *निकट संपर्क* में होते हैं।

ii *ठोस अपना आयतन बनाए रखते हैं* जो कि पात्र के आकार या प्रकार से स्वतंत्र रहता है।

iii ठोस दृढ़ होते हैं और सामान्य परिस्थितियों में वे बहते नहीं। गैसों और द्रवों से भिन्न जो कि तरल होते हैं, *ठोसों का आकार निश्चित रहता है।* उनके अणुओं की अवस्थितियाँ स्थिर रहती है, जिससे उनकी निश्चित बनावट का पता चलता है।

iv *ठोस गैसों और द्रवों से इस बात में भिन्न होते हैं कि वे विसरित नहीं होते।* यह इस बात से भी स्पष्ट होता है कि करोड़ों वर्ष तक शैलों की परतें अपने ही स्थान पर अविचल पड़ी रहती हैं और अपनी निश्चित परिसीमाओं को बनाए रखती हैं।

v *ठोस आमतौर से क्रिस्टल बनाते* हैं जो निश्चित ज्यामिती शक्ल के कण होते हैं। हर पदार्थ के क्रिस्टल या रवे अपनी-अपनी विशेषता रखते हैं। इनके चारों तरफ समतल पृष्ठ बने होते हैं, जिन्हें

फलक या फेस कहते हैं। ये फलक एक-दूसरे को किसी-न-किसी कोण पर प्रतिच्छेद करते हैं। हर पदार्थ का यह कोण उसका अभिलक्षण होता है। उदाहरण के लिए सोडियम क्लोराइड (नमक) घनीय क्रिस्टल बनाता है और गंधक (सल्फर) विषमलंबाक्ष या एकनताक्ष क्रिस्टल बनाता है। किन्तु यह भी देखा गया है कि एक रसायन पदार्थ भिन्न-भिन्न परिस्थितियों में भिन्न-भिन्न क्रिस्टल बना सकता है। इस गुण को *बहुरूपता* कहते हैं। इस प्रकार अणु अथवा परमाणु क्रमिक आकृतियों में रहते हैं जो किसी पदार्थ के अभिलक्षणिक होते हैं। अणुओं और परमाणुओं की यह व्यवस्था हर पदार्थ के लिए अलग-अलग होती है और इसे एक्स-रे-फोटोग्राफी या एक्स-रे *विवर्तन* द्वारा देखा *जा सकता है।*

संक्षेप

द्रव्य तीन भौतिक अवस्थाओं में रहता है : (1) *ठोस*, (2) *द्रव*, (3) *गैस*। उपयुक्त परिस्थितियो में ये अवस्थाएँ परस्पर परिवर्तनशील हैं। गैसें अत्यधिक संपीड्य होती हैं। द्रव और ठोस गैसें नहीं होते। गैस का आयतन तापमान और दाब पर भी निर्भर करता है। इसे सामान्यत: घन सें०, मिलिलिटरों या लिटरों में प्रकट किया जाता है।

गैस के किसी नमूने का आयतन वही ठोस होता है जो उसके पात्र का। द्रव किसी भी पात्र में अपने आयतन को बनाए रखते हैं।

तापमान किसी पदार्थ की *उष्मा की कोटि के माप* को कहते हैं। यह भिन्न-भिन्न पैमानों प्राय: सेंटिग्रेड और कैलविन की डिग्रियों में व्यक्त किया जाता है।

दाब या दबाव प्रति इकाई क्षेत्र पर पड़ने वाले बल को कहते हैं। यह प्रति वर्ग सेंटि-मीटर ग्रामों में प्रकट किया जाता है।

0 डिग्री सें० पर वायु की दाब का एक ऐटमास फियर होती है। यह 0 डिग्री सें० पर 760 मिलिमीटर पारे के दाब के बराबर होती है।

द्रवों का कोई विशेष आकार नहीं होता। ये जिस पात्र में रखे जाते हैं, उसीकी शक्ल ले लेते हैं।

गैसें विसरित होती हैं और द्रव भी। किन्तु द्रव धीरे-धीरे विसरित होते हैं और गैसें इससे अधिक तीव्रता से विसरित होती हैं।

प्रभाव्य होने पर द्रवों का वाष्पन होता है। अत्यधिक वाष्पशील द्रव बंद बोतलों में सुरक्षित रखे जाते हैं।

द्रव वाष्पदाब डालते हैं जो तापमान के साथ बढ़ती है । भिन्न-भिन्न द्रवों की एक ही तापमान पर भिन्न-भिन्न वाष्पदाब होती है ।

एक द्रव एक एटमासफियर दाब पर एक निश्चित तापमान पर खौलता है । यह तापमान उसका *क्वथनांक* कहलाता है ।

वायुदाब के अधीन एक द्रव एक निश्चित तापमान पर जमता है । यह तापमान उस द्रव का *हिमांक* कहलाता है ।

ठोसों का आयतन अपने पात्र के आकार या शक्ल से स्वतंत्र रहता है और वे उसे बनाए रखते हैं । इनका संपीडन काफी कठिन होता है । ये दृढ़ होते हैं और सामान्य अवस्थाओं में रहते हैं । ये विसरित भी नही होते । ये निश्चित ज्यामितीय आकृतियों के कण अर्थात् क्रिस्टिल बनाते हैं और ये आकृतियाँ हर पदार्थ की अपनी-अपनी होती हैं ।

हर ठोस वायुदाब के अधीन अपने-अपने निश्चित तापमान पर पिघलता है । यह तापमान उसका *गलनांक* कहलाता है ।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. यह बताइए कि गुणों की दृष्टि से गैस, द्रव और ठोस किस प्रकार एक-दूसरे से भिन्न हैं ?
2. गैस के किसी द्रव्यमान का आयतन तापमान पर निर्भर करता है और दबाब पर भी । इस कथन को उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए ।
3. गैसों के आयतन और दाब में प्रयुक्त होने वाले यूनिटों के नाम बताइए । यह बताइए कि 5 लिटर की क्षमता वाले पात्र में सामान्य दाब के अधीन रखी गैस का आयतन घन सेंटि-मीटरों में कितना होगा ?
4. यह कहने का क्या अर्थ होता है कि गैस बहुत संपीड्य होती है । एक उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए ।
5. द्रव के वाष्पदाब का क्या अर्थ होता है ? आप किसी द्रव के वाष्पन को कैसे समझाएँगे ?
6. इनकी परिभाषा कीजिए :

    क) किसी द्रव का क्वथनांक

    ख) किसी द्रव का हिमांक

    ग) किसी द्रव्य का गलनांक

    घ) किसी पदार्थ का वाष्पदाब

7. किसी ऐसे प्रयोग का वर्णन कीजिए, जिससे यह प्रकट हो कि किसी द्रव का वाष्पदाब तापमान के साथ बदलती है।

8. चार ऐसे पदार्थों के नाम लीजिए जो गैस हों; चार जो द्रव हों; चार जो ठोस हों।

9. इस संबंध को पूरा कीजिए :

क) 27 डिग्री सें० = ······ °k

ख) 22.4 लिटर = ······

ग.) 30,400 सी० सी० (घन सें०) = ······ लिटर

अध्याय 9

घोल

9.1 घोल

जब कोई ठोस द्रव अथवा गैस पानी में घुल जाती है तो उससे घोल बनता है। आइए, निम्न-लिखित प्रयोगों द्वारा यह बताएँ कि घोल क्या होता है।

प्रयोग 1.

एक बीकर में थोड़ा-सा पानी लीजिए जिसमें थोड़ी-सी शर्करा (चीनी) डालिए और इसे काँच की छड़ से हिलाइए। आप देखेंगे कि चीनी पानी में घुल जाएगी। चीनी और पानी का एक समांगी द्रव्यमान बन जाएगा। इसे चखिए, यह मीठा होगा।

यही प्रयोग नमक और पानी के साथ कीजिए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा और यह घोल नमकीन होगा।

पानी में चीनी या नमक के समांगी मिश्रण को और इसी तरह दूसरे किसी मिश्रण को घोल कहते हैं।

इस प्रकार घोल कम-से-कम दो पदार्थों का समांगी मिश्रण होता है। जो पदार्थ घुलता है जैसे चीनी या नमक, उसे विलेय कहते हैं और जो अधिक मात्रा में होता है और जो दूसरे पदार्थ को अर्थात् विलेय को घोलता है, उसे विलायक कहते हैं। इस प्रकार चीनी या नमक और पानी का मिश्रण विलयन या घोल है और चीनी या नमक विलेय तथा पानी विलायक है। जब घोल का वाष्पन किया जाता है तो विलायक का वाष्पन हो जाता है और विलेय अवशिष्ट रह जाता है।

9.2 विलेयता और तापमान का प्रभाव

तीन बीकरों में अलग-अलग पानी लेकर उनमें बराबर-बराबर चीनी, नमक और रेत डालिए। सबको अच्छी तरह हिलाइए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा किन्तु चीनी और अधिक घुलेगी और रेत बिल्कुल नहीं घुलेगा। इससे हम यह निष्कर्ष निकालते हैं कि कुछ पदार्थ कम विलयशील होते हैं और कुछ अधिक विलयशील और कुछ पूर्णत: अविलयशील होते हैं। इस प्रकार विलयशीलता विलेय की प्रकृति पर निर्भर करती है।

प्रयोग 2.

एक बीकर में 100 सी० सी० (घन सेंटिमीटर) पानी लीजिए, इसमें थोड़ा-थोड़ा करके नमक डालिए और बराबर हिलाते जाइए। आप देखेंगे कि नमक

पानी में घुलता जाएगा किन्तु एक स्थिति ऐसी आ जाएगी जब नमक घुलना बंद हो जाएगा और जो नमक डाला जाएगा वह बीकर की तली में जमा होने लगेगा। अब बीकर को रेत के ऊष्मक पर गर्म कीजिए और नमक को हिलाते रहिए। आप देखेंगे कि नीचे बचा हुआ नमक भी पानी में घुल जाएगा। बीकर को ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि कुछ नमक घोल में से निकल कर फिर से बीकर की तली में इकट्ठा हो जाएगा। इस प्रकार जल की निश्चित मात्रा में ठोस की नियत मात्रा घुलती है और उसी तापमान पर उससे अधिक मात्रा नहीं घुलती।

एक निश्चित तापमान पर एक लिटर पानी में ठोस की जितनी मात्रा घुल जाती है, वह उस तापमान पर पानी में *ठोस की विलयशीलता* कही जाती है। तापमान के परिवर्तन का विलयशीलता पर काफी प्रभाव पड़ता है। ठोसों के साथ ऐसा होता है कि तापमान की वृद्धि के साथ उसकी विलयशीलता भी बढ़ जाती है।

प्रयोग 3.

एक बीकर में 19 ग्राम पोटासियम नाइट्रेट को काफी पानी में मिलाइए और उसे काँच की छड़ से हिलाइए। आप देखेंगे कि नाइट्रेट पानी में घुल जाएगा। थोड़ा-थोड़ा करके बीकर के घोल में और पोटासियम नाइट्रेट छोड़ते जाइए। हिलाने के बाद भी इसका कुछ भाग बिना घुला रह जाएगा। घोल को छान लीजिए। जो निर्मल निस्यंद निकलेगा वह कमरे के तापमान पर *संतृप्त घोल* होगा। इसमें कुछ और नाइट्रेट डालिए और इसे गर्म कीजिए। नाइट्रेट घुल जाएगा। अब घोल को ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि दूसरी बार में जो नाइट्रेट डाला गया था वह घोल से पृथक हो जाएगा। इससे हम यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं :

(1) एक निश्चित तापमान पर संतृप्त घोल में उस तापमान पर विलेय की अधिकतम मात्रा रहती है।

(2) नीचे तापमान पर जो संतृप्त घोल बना है उसमें तापमान ऊँचा होने पर और अधिक विलेय समा सकता है।

(3) संतृप्त घोल तापमान नीचा होने पर कुछ विलेय को छोड़ देता हैं।

हमने प्रयोग-2 में देखा कि जब संतृप्त घोल को ठंडा किया जाता है तो कुछ विलेय बाहर आ जाता है। पर हमेशा ऐसा नहीं होता क्योंकि अति संतृप्त घोल भी बन सकता है। किसी घोल को उस समय अति संतृप्त कहा जाता है जब इसमें संतृप्त घोल से अधिक विलेय समाया रहता है। जब अति संतृप्त घोल में विलेय का एक रवा डाल दिया जाता है तो सारे अतिरिक्त विलेय का क्रिस्टिलीकरण हो जाता है। निम्नलिखित प्रयोग से इस बात को प्रदर्शित किया जा सकता है।

प्रयोग 4.

एक परखनली में 6 ग्राम सोडियम थायोसल्फेट चूर्ण लेकर 1 सी० सी० पानी डालिए। परखनली में ढीली डाट लगाइए और उसे पानी के ऊष्मक पर तब तक हल्के-हल्के गर्म कीजिए जब तक नमक घुल न जाए। अब इसे ठंडा कीजिए। आप देखेंगे कि नमक का क्रिस्टिलीकरण नहीं होता। इसमें विलेय का एक रवा डाल दीजिए। आप देखेंगे कि विलेय अलग होने लगेगा।

9.3 भिन्न ठोसों के लिए भिन्न विलायक

प्रयोग 5.

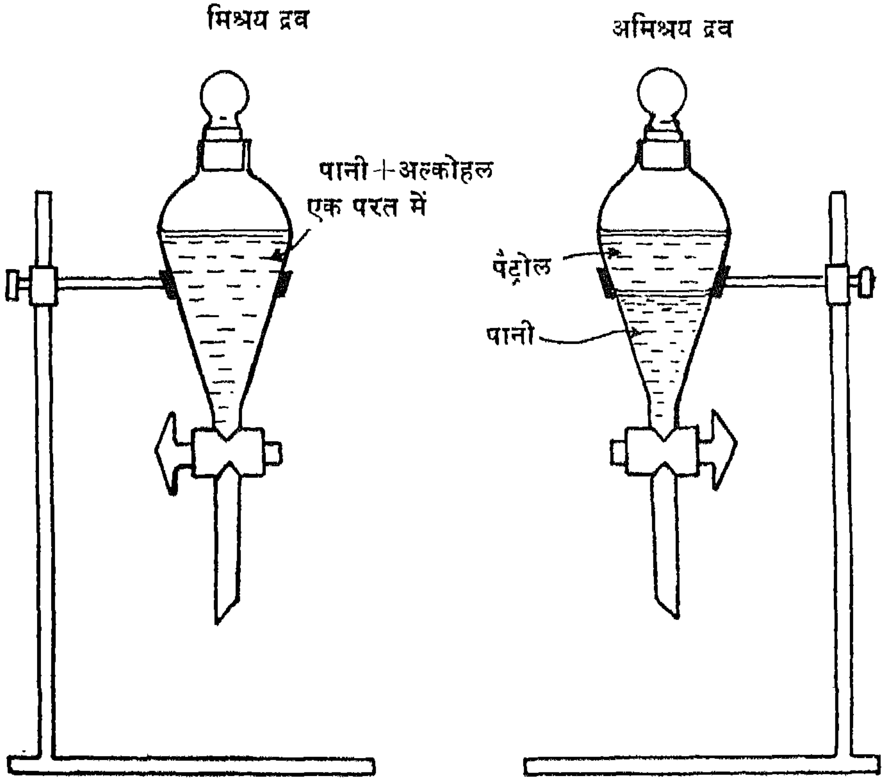
दो बीकर लेकर उसमें से एक में पानी और गंधक का चूरा मिलाइए और दूसरे में गंधक और कार्बन

डाइसल्फाइड मिलाइए। आप देखेंगे कि गंधक पानी में नहीं घुलती किन्तु कार्बन डाइआक्साइड में घुल जाती है। इसी प्रकार आप देखेंगे कि आयोडीन अल्कोहल में घुल जाता है और पानी में नहीं घुलता। इसका यह मतलब हुआ कि सब ठोस सब द्रवों में नहीं घुलते। चीनी, नमक और नाइटर जैसे कुछ ठोस पानी में घुल जाते हैं और मिट्टी के तेल में नहीं घुलते। जब कि गंधक या आयोडीन जैसे कुछ अन्य पदार्थ अन्य विलायकों में घुल जाते हैं।

9.4 द्रवों के द्रवों में घोल

प्रयोग 6.

एक पृथक्कारी कीप में कुछ अल्कोहल और पानी मिलाइए। दोनों को अच्छी तरह हिलाइए और आप देखेंगे कि दोनों द्रवों की एक ही परत बनती है। अब पानी और पैट्रोल ले कर ऐसा ही कीजिए। आप देखेंगे कि दोनों ही द्रव आपस मे मिलकर एक



चित्र–61. पृथक्कारी कीपों में द्रवों में द्रव

परत नहीं बनाते बल्कि दोनों की अलग-अलग दो परतें हैं।

इससे यह प्रकट होता है कि दो द्रव मिश्रणीय हो सकते हैं और उनकी एक परत बन सकती है या वे *अमिश्रणीय* हो सकते हैं और अपनी अलग-अलग परतें बना सकते हैं।

9.5 द्रवों में गैसों के घोल

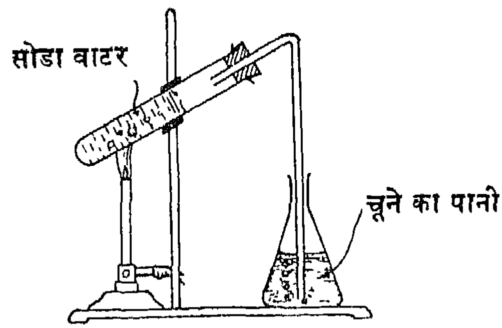
प्रयोग 7.

शंकु आकार के अलग-अलग फ्लास्कों में पानी लेकर उनमें से हाइड्रोजन क्लोराइड, अमोनिया और सल्फर डाइऑक्साइड गुजारिए। आप देखेंगे कि ये गैसें पानी में घुल जाएँगी और संतृप्ति की अवस्था से पहले इनके बुलबुले नहीं बनेंगे।

ऑक्सीजन और हाइड्रोजन गैसों से इसी प्रयोग को दोहराइए। आप देखेंगे कि इन गैसों के बुलबुले बन कर ये पानी से बाहर निकल जाएँगी, जिससे यह पता चलता है कि ये पानी में अधिक नहीं घुलती। इससे हम यह नतीजा निकालते हैं कि कुछ गैसें विलयशील होती हैं और कुछ अविलयशील। फिर भी कुछ हद तक सभी गैसें पानी में विलयशील होती हैं। कार्बन डाइआक्साइड ऐसी गैस है जो पानी में काफी घुलनशील है। दाब के अधीन यह जल्दी ही घुल जाती है और इसके घुलने से सोडावाटर बनता है। जब आप सोडावाटर की बोतल को खोलते हैं तो आप गैस की दाब को हटा देते हैं। कार्बन डाइआक्साइड बुलबुलों के साथ बाहर निकलती है और उफान के साथ सोडावाटर में से निकल जाती है। इससे यह पता चलता है कि दाब के घटने के साथ गैस की विलयशीलता घटती है और दाब के बढ़ने के साथ इसकी विलयशीलता बढ़ती है। *ठंडे पानी की अपेक्षा गर्म पानी में गैसें कम घुलनशील होती हैं।*

प्रयोग 8.

कार्बन डाइऑक्साइड से संतृप्त पानी (सोडा-वाटर) को एक परखनली में लौटिए। परखनली में एक ऐसी निकास नली फिट कीजिए जो शंकु आकार के फ्लास्क में रखे चूने के पानी में डूबी हो, जैसा कि चित्र-62 में दिखाया गया है। अब परखनली को गर्म कीजिए। परखनली में बुदबुदाहट या उफान-सा उठेगा और फ्लास्क में दूधियापन आएगा।



चित्र–62. *कार्बन डाइऑक्साइड गरम पानी में कम घुलनशील है।*

इससे यह प्रगट होता है कि गर्म करने पर घुली हुई गैस घोल से बाहर निकल जाती है। इस प्रकार गैस की विलयशीलता तापमान के बढ़ने से घट जाती है। हमने प्रयोग–2 और 3 में देखा कि ठोसों की घुलनशीलता तापमान के बढ़ने से प्रायः बढ़ जाती है।

9.6 किसी ठोस द्रव में विलयशीलता का निर्धारण कैसे करें।

प्रयोग 9.

अंशांकित जार की सहायता से नाप कर लग-

भग 100 सी० सी० शुद्ध पानी एक बीकर में लीजिए। इसमें पिसा हुआ नमक थोड़ा-थोड़ा करके छोड़ते जाइए और तब तक अच्छी तरह से हिलाते जाइए जब तक और नमक पानी में न घुले। यह कमरे के तापमान पर संतृप्त घोल बन गया। इसे छान लीजिए और निस्यंद को तुली हुई पोरसीलेन की वाष्पन परात में एकत्र कीजिए। परात और निस्यंद को तौल लीजिए और भार को नोट कर लीजिए। बालू के ऊष्मक पर परात को गर्म कीजिए ताकि घोल का पानी पूरी तरह वाष्पित हो जाए। जब पानी पूर्णत: वाष्पित हो जाए तो परात को जल-शोषित्र में ठंडा करके सूखे अवशिष्ट के साथ तौल लीजिए। भार को नोट करके इस प्रकार परिकलन कीजिए।

केवल परात का भार	$=w_1 g$
परात का भार+निस्यंद	$=w_2 g$
निस्यंद का भार	$=w_2-w_1=a_1 g$
परात का भार+वाष्पन के बाद अवशिष्ट	$=w_3 g$
अवशिष्ट का भार	$=w_3-w_1=a_2 g$
प्रयुक्त निस्यंद में पानी का भार	$=a_1-a_2=a_3 g$
कमरे के तापमान पर पानी में नमक की विलयशीलता	$=\frac{a_2}{a_3}\times 100$ $=w$ g प्रति 100 ग्राम पानी

उदाहरण

जब 50 ग्राम नाइट्रेट कमरे के तापमान पर 200 सी० सी० पानी में पूरी तरह घुल गया तो पोटासियम नाइट्रेट का संतृप्त घोल तैयार हुआ। कमरे के तापमान पर पानी में नाइटर की विलयशीलता का परिकलन कीजिए।

संतृप्त घोल में नाइट्रेट का भार	$=50$ g
पानी का भार	$=200$ g
विलयशीलता	$=\frac{50}{200}\times 100=25$ g प्रति 100 g जल

9.7 घोल का सांद्रण

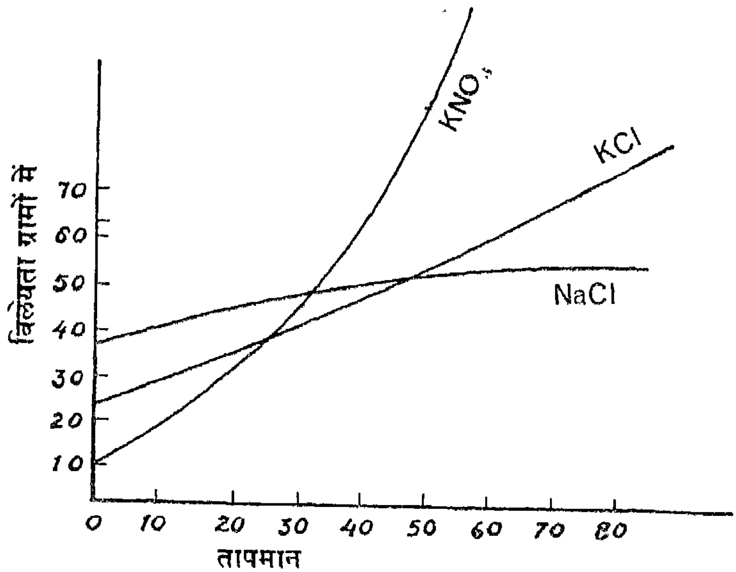
पानी में लवण की विलयशीलता यह बताती है कि निश्चित तापमान पर एक लिटर विलायक में लवण का सांद्रण कितना होगा।

$$\text{प्रति लिटर सांद्रण} = \frac{\text{विलय का द्रव्यमान}}{\text{लिटरों में विलायक का आयतन}} = \frac{M}{V}$$

यदि सांद्रण ऊँचा होता है तो घोल भी सांद्र होता है और जब यह कम होता है तो घोल तनु कहलाता है।

9.8 विलयशीलता वक्र रेखा क्या होती है ?

हमने यह देखा कि किसी पदार्थ की विलयशीलता एक ही द्रव में तापमान के साथ घटती-बढ़ती है। ठोसों के लिए यह प्रायः तापमान बढ़ने के साथ बढ़ती है। किन्तु गैसों के साथ तापमान के बढ़ने से यह घटती है। विभिन्न तापमानों पर किसी पदार्थ की विलयशीलता को ऐसी रेखाओं द्वारा, जिन्हें *विलयशीलता वक्र रेखा* कहा जाता है, सरलता से ग्राफ पर निरूपित किया जा सकता है। कुछ लवणों की विलयशीलता (पानी में) वक्र रेखाएँ



चित्र 63. *विलयशीलता वक्र रेखाएँ*

चित्र-63 में दिखाई गई है।

वक्र रेखाओं पर नजर डालते ही यह पता चल जाता है कि तापमान के साथ विलयशीलता कैसे बदलती है। समुद्र के जल में जो लवण मिले रहते हैं उनकी विलयशीलता वक्र रेखाओं से हमें उन स्थितियों का पता चल जाता है, जिनके द्वारा नमक और अन्य लवण समुद्र जल से निकाले जाते हैं।

9.9 घोलों का महत्व

हमारे लिए घोलों की प्रक्रिया (ठोसों और गैसों का द्रवों में घुलना या द्रवों का मिश्रण) बहुत अधिक महत्व रखती है। हमारे जीवन की प्रक्रियाएँ भी इसी पर निर्भर करती हैं। हम जो भोजन खाते हैं वह पाचन में सरल पदार्थों में बदल जाता है। ये सरल पदार्थ या तो रक्त में घुल जाते हैं या उसमें मिल जाते हैं। रक्त इन पदार्थों को भिन्न-भिन्न अंगों में पहुँचा देता है, जहाँ उन्हें अपने काम के लिए इन पदार्थों की आवश्यकता पड़ती है। हम साँस के साथ जो ऑक्सीजन भीतर खींचते हैं वह रक्त में घुल जाती है जो उसे कोषाओं में पहुँचा देता है, जहाँ भोज्य पदार्थों का कार्बन डाइऑक्साइड और पानी में ऑक्सीकरण हो जाता है। इस प्रकार घोल की यह प्रक्रिया मनुष्य जीवन के लिए अनिवार्य है।

रसायन उद्योग में भी यह प्रक्रिया अत्यंत महत्वशाली है क्योंकि अधिकांश रसायन अभिक्रियाएँ घोल में ही होती हैं।

विलयशील और अविलयशील पदार्थों को अलग करने के लिए भी घोलों की आवश्यकता पड़ती है। उदाहरण के लिए कैफ़ीन एक महत्वपूर्ण औषधि है और यह क्लोरोफार्म के जरिए चाय की पत्तियों

से निकाली जाती है। जो घुलनशील पदार्थ होते हैं, उन्हें उनके उपयुक्त विलायकों के साथ बने घोल में से क्रिस्टलीकरण द्वारा पृथक और शुद्ध किया जाता है।

मापी हुई मात्रा में दवाएँ देने में घोलों से बड़ी सहायता मिलती है। इसका कारण यह है कि बहुत छोटी मात्रा को आसानी से तोला नहीं जा सकता परंतु घोल में उसको आसानी से समायोजित किया जा सकता है।

9.10 घोलों के हिमांक और क्वथनांक

सामान्यत: घोलों के हिमांक को घटाया जा सकता है और क्वथनांक को बढ़ाया जा सकता है। निम्नलिखित प्रयोग द्वारा इसे दिखाया जा सकता है।

प्रयोग 10.

पहले शुद्ध पानी का हिमांक और क्वथनांक निश्चित कर लीजिए और फिर पानी मे चीनी और नमक के घोल के यही अंक निर्धारित कर लीजिए। आप देखेंगे कि घोल का हिमांक शुद्ध पानी के हिमांक से नीचा है और शुद्ध पानी के क्वथनांक से घोल का क्वथनांक ऊँचा है। अन्य विलेय और विलायक ले-ले कर इसी प्रयोग को दोहराइए।

हम यह देखते हैं कि जो विलेय विद्युत अपघट्य नहीं होते, उनके हिमांक का नीचा करना और क्वथनांक का ऊँचा करना विलायक में विलेय की एक निश्चित मात्रा के समानुपात में होता है।

संक्षेप

घोल दो या अधिक पदार्थों का समांगी मिश्रण होता है।

विलेय वह पदार्थ है जो उस पदार्थ के साथ घुलता है जो उससे अधिक मात्रा में होता है।

विलायक वह पदार्थ है जो दूसरे को घुलाता है।

किसी पदार्थ की निश्चित तापमान पर *विलयशीलता* उसकी वह अधिकतम मात्रा है, जो उस तापमान पर 100 ग्राम जल के घोल में समा सकती है।

विलयशीलता तापमान के साथ बदलती है।

भिन्न-भिन्न तापमानों पर पदार्थों की विलयशीलताएँ *विलयशीलता वक्र रेखाओं* पर दिखाई जा सकती हैं।

द्रवों में ठोसों की विलयशीलता सामान्यत: तापमान के साथ बढ़ जाती है।

गैसें ठंडे पानी में गर्म पानी की अपेक्षा अधिक घुलनशील होती हैं।

संतृप्त घोल में निश्चित तापमान पर विलायक के निश्चित आयतन में विलेय की अधिकतम मात्रा समायी होती है। जिस घोल में अधिकतम मात्रा से कम विलेय होता है, वह घोल *असंतृप्त घोल* कहलाता है और जिसमें अधिक विलेय होता है, वह *अतिसंतृप्त घोल* कहा जाता है। जब संतृप्त घोल

को ठंडा कर दिया जाता है तो उसमें से विलेय के क्रिस्टल निकल जाते हैं। असंतृप्त और अतिसंतृप्त घोलों के साथ ऐसा नहीं होता।

सभी ठोस सभी द्रवों में नहीं घुल जाते।

द्रव मिश्रणीय भी होते हैं और अमिश्रणीय भी।

विलयशीलता=प्रति लिटर संतृप्त घोल का सांद्रण

=प्रति लिटर घोल में विलेय का अधिकतम भार, ग्रामों में

शुद्ध विलायक की अपेक्षा घोल का हिमांक नीचा होता है।

घोल का क्वथनांक शुद्ध विलायक से ऊँचा होता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. घोल क्या होता है? अपने उत्तर को उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

2. इनका अर्थ बताइए और उदाहरण दीजिए :

(क) विलेय, (ख) विलायक

3. बताइए कि संतृप्त घोल क्या होता है? पानी में विलेय का संतृप्त घोल कैसे बनाया जा सकता है? पोटासियम नाइट्रेट का उदाहरण देकर समझाइए।

4. संतृप्त घोल असंतृप्त घोल और अतिसतृप्त घोल से किस प्रकार भिन्न होता है?

5. विलयशीलता का अर्थ समझाइए। यह बताइए कि इसका निर्धारण कैसे होता है? किसी घोल का तापमान 25 डिग्री सें० है और उसमें 5 ग्राम विलेय 200 सी० सी० पानी में मिला हुआ है। 25 डिग्री सें० पर अधिक विलेय इस घोल में नही घुल सकता। 25 डिग्री सें० पर विलेय की विलयशीलता का हिसाब लगाइए।

6. उन विलायकों के नाम लीजिए जिनमें नाइटर, सल्फर और आयोडीन घुल जाते हैं।

7. पानी 0 डिग्री सें० पर जमता है और 100 डिग्री से० पर खौलता है। यह बताइए कि पानी में चीनी घोल देने से शुद्ध पानी के हिमांक और क्वथनांक पर क्या प्रभाव पड़ेगा।

8. तापमान का इन पर क्या असर होता है :

(क) पानी में ठोस की विलयशीलता पर, (ख) पानी में गैस की विलयशीलता पर।

9. घोलों के महत्व को स्पष्ट कीजिए। इनके तीन महत्वपूर्ण उपयोग बताइए।

अध्याय 10

द्रव्य में परिवर्तन और रासायनिक समीकरण

10.1 परिवर्तन के प्रकार

प्रकृति में द्रव्य में निरंतर परिवर्तन होता रहता है। कुछ परिवर्तन *सरल* और *अस्थायी* होते हैं। इन परिवर्तनों को *भौतिक परिवर्तन* कहते हैं। नीचे इनके कुछ उदाहरणों के प्रयोग दिए गए हैं।

प्रयोग 1.

एक बीकर में कुछ पानी लीजिए। बीकर को नमक और बर्फ के मिश्रण से घेर दीजिए। पानी जम कर ठोस बर्फ बन जाएगा। अब बीकर को गर्म कीजिए। बर्फ पिघल कर फिर से पानी बन जाएगी। पानी को खौलने तक गर्म कीजिए। पानी वाष्प के रूप में बदल जाएगा, जिसे भाप कहते हैं। भाप को किसी ठंडे जार में पहुँचाइए। भाप संघनित होकर पानी बन जाएगी। आप देखेंगे कि इस प्रकार ऐसा कोई नया पदार्थ नहीं बनता जिसकी रचना नई हो, केवल अवस्था में ही अंतर पड़ता है।

प्रयोग 2.

पोरसीलेन की प्याली में थोड़ा-सा नमक लीजिए। उसमें थोड़ा पानी मिलाइए और कांच की छड़ से इसे हिलाइए। आप देखेंगे कि नमक पानी में घुल जाएगा और एक घोल बनेगा जो चखने में नमकीन होगा। इस घोल को खौलाइए। पानी वाष्पित हो जाएगा और प्याली में नमक अवशिष्ट रह जाएगा। कोई भी नया पदार्थ नहीं बनेगा।

प्रयोग 3.

एक परखनली लेकर उसमें आयोडीन का एक क्रिस्टल गर्म कीजिए। आप देखेंगे कि परखनली के ठंडे भागों में बैंजनी रंग का वाष्प संघनित हो जाएगा। जो वाष्प संघनित हुआ वह आयोडीन है। इस प्रकार कोई भी नया पदार्थ नहीं बना और केवल अवस्था में परिवर्तन हुआ।

कुछ और परिवर्तन भी होते हैं जो *अधिक स्थायी* और सामान्यत: अनुत्क्रमणीय होते हैं। जब मैग्नीशियम के फीते को चीनी की प्याली में गर्म किया जाता है तो उसकी सफेद राख बन जाती है। इस सफेद राख को ठंडा करके फिर से मैग्नीशियम के फीते में नहीं बदला जा सकता। इस प्रकार के परिवर्तनों को रासायनिक परिवर्तन कहते हैं। इन्हें चार महत्वपूर्ण प्ररूपों में विभाजित किया गया है :

(1) *रासायनिक संयोजन*

(2) *रासायनिक अपघटन*

(3) *सरल विस्थापन*

(4) *द्वि-अपघटन*

आगे दिए गए प्रयोगों द्वारा इन परिवर्तनों को प्रदर्शित किया जा सकता है।

10.2 रासायनिक संयोजन

प्रयोग 4

मैग्नीशियम के फीते के एक टुकड़े को टांग्स से पकड़कर अदीप्त बुन्सन ज्वाला में रखकर बाहर निकाल लीजिए। आप देखेंगे कि यह आँखों को चकाचौंध कर देने वाले प्रकाश के साथ बराबर जलता रहेगा और उससे मैग्नीशियम ऑक्साइड का सफेद चूरा बनता जाएगा। मैग्नीशियम ऑक्सीजन से संयोजित होता है जिसमें ऊष्मा और प्रकाश निकलते हैं और मैग्नीशियम ऑक्साइड बनता है।

मैग्नीशियम + ऑक्सीजन → मैग्नीशियम ऑक्साइड

प्रयोग 5.

एक परखनली में थोड़ी-सी गंधक (सल्फर) लेकर उसे पिघलाइए और फिर उसमें कुछ लोहे की रेतनों के टुकड़े डालकर गर्म कीजिए। लोहा और गंधक (सल्फर) संयुक्त हो जाएँगे और गर्म करने पर इसमें से चिनगारियाँ निकलेंगी और आयरन सल्फाइड बन जाएगा।

लोहा (आयरन) + गंधक (सल्फर) → आयरन सल्फाइड

प्रयोग 6.

एक मजबूत और डाटदार गोला लीजिए। इसमें हाइड्रोजन और क्लोरीन गैसों का बराबर-बराबर मिश्रण लेकर इसे प्रकाश दिखाइए। दोनों गैसें मिल कर हाइड्रोजन क्लोराइड बनाएँगी।

(*सावधानी*—यह अभिक्रिया बहुत उग्र होती है, इसलिए प्रयोग रक्षात्मक पिंजरे में करना चाहिए।)

हाइड्रोजन क्लोराइड पानी में घुल जाता है और इससे सिल्वर नाइट्रेट घोल की अभिक्रिया करने पर सफेद रंग का अवक्षेप बन जाता है।

हाइड्रोजन + क्लोरीन → हाइड्रोजन क्लोराइड

प्रयोग 7.

3 आयतन : 1 आयतन के अनुपात में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन लेकर इनके मिश्रण का विस्फोट कीजिए। इसके लिए चित्र-16 की तरह नली में फ्यूज किए हुए प्लैटिनम के तारों के बीच में बिजली की चिनगारी गुजारिए। यह काम पारे के ऊपर गैस आयतनमापी नली में होना चाहिए। ठंडा करने पर आयतन सिकुड़ेगा और पारे की सतह पर तथा नलकी की दीवारों पर पानी की बूँदें दिखाई पड़ेंगी। हाइड्रोजन ऑक्सीजन से मिलकर पानी बनाती है।

हाइड्रोजन + ऑक्सीजन → पानी

10.3 रासायनिक अपघटन

प्रयोग 8.

कठोर काँच की परखनली में थोड़ा-सा लाल सीसा गर्म कीजिए। नली में एक लाल गर्म शितखंड या खपच्ची डालिए। यह शितखंड एकदम प्रज्वलित हो जाएगा जिससे यह पता चलता है कि ऑक्सीजन निकली है। परखनली में पीले रंग का लिथार्ज अवशिष्ट रह जाएगा। यह ऊष्मा द्वारा रासायनिक अपघटन का एक उदाहरण है। लाल सीसा ऑक्सीजन और लिथार्ज में अपघटित हो जाता है।

लाल सीसा → लिथार्ज + ऑक्सीजन

प्रयोग 9.

एक परखनली में पानी में विलंबित थोड़ा-सा सिल्वर ब्रोमाइड लीजिए। नली को डाट लगाकर धूप में रख दीजिए। अब रंग के परिवर्तन की ओर ध्यान दीजिए। पीला-सा सफेद रंग बदल कर गहरा धूसर रंग हो जाएगा। धूसर रंग धात्विक चाँदी के बनने के कारण आता है, जो बहुत बारीक-बारीक

शक्ल में होती है। सिल्वर ब्रोमाइड का प्रकाश द्वारा अपघटन हो जाता है।

सिल्वर ब्रोमाइड → सिल्वर + ब्रोमाइड

प्रयोग 10

जैसा कि चित्र-17 में दिखाया गया है, एक वोल्टामीटर में अम्लीकृत पानी में से बिजली की धारा गुजारिए। पानी अपघटित हो जाएगा और दोनों गैसें दो नलकियों में जमा हो जाएँगी। जो दहन में सहायक होगी वह ऑक्सीजन गैस है और दूसरी जो स्वयं जलती है वह हाइड्रोजन है।

पानी → हाइड्रोजन + ऑक्सीजन

प्रयोग 11.

एक परखनली में ताँबे के एक टुकड़े पर सांद्रित नाइट्रिक एसिड की कुछ बूंदें गिराइए। ऐसा करने से लाल भूरे रंग के धूम निकलेंगे और हरे रंग का कॉपर नाइट्रेट का घोल बन जाएगा। ताँबे के स्पर्श मात्र से नाइट्रिक एसिड अपघटित हो जाती है और गर्मी पैदा होती है।

कॉपर + नाइट्रिक एसिड → कॉपर नाइट्रेट + नाइट्रोजन पैराऑक्साइड के लाल से भूरे रंग के धूम

10.4 सरल विस्थापन

प्रयोग 12.

जैसा कि चित्र-40 में दिखाया गया है, लोहे की एक कील लेकर उसे कॉपर सल्फेट में छोड़ दीजिए। लोहे की इस कील पर लाल रंग का ताँबा जमा होने लगेगा।

कॉपर सल्फेट + लोहा → आयरन सल्फेट + ताँबा

यह सरल विस्थापन का एक उदाहरण हुआ।

10.5 द्वि-अपघटन

प्रयोग 13.

एक बीकर में सोडियम क्लोराइड (नमक) के घोल में कुछ सिल्वर नाइट्रेट का घोल डालिए। इससे सफेद अवक्षेप प्रगट होगा। छानने के बाद जो घोल प्राप्त होगा उसमें सोडियम नाइट्रेट होगा।

सोडियम क्लोराइड + सिल्वर नाइट्रेट → सिल्वर क्लोराइड + सोडियम नाइट्रेट

यह द्वि-अपघटन का उदाहरण है।

10.6 रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण और स्थितियाँ

ऊपर के प्रयोगों में रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण और स्थितियाँ दी गई हैं। ये इस प्रकार हैं :

(क) *अभिलक्षण*

i) एक या अधिक नए पदार्थ इन पदार्थों के अणुओं के अपघटन या उनके भागों की पुनर्व्यवस्था से बनते हैं।

ii) ऊष्मा या तो निकलती है या अवशोषित होती है।

iii) कुछ में प्रकाश भी निकलता है।

(ख) *रासायनिक परिवर्तनों को प्रभावित करने वाली स्थितियाँ*

i) ऊष्मा

ii) प्रकाश

iii) विद्युत

iv) निकट संस्पर्श

आघात और विस्फोट से भी रासायनिक परिवर्तन होते हैं। यह कुछ विशेष मामलों में ही बताया जाएगा।

10.7 रासायनिक समीकरण

रासायनिक समीकरणों का उद्देश्य रासायनिक परिवर्तन या अभिक्रिया को परिणामात्मक रीति से संक्षिप्त रूप में प्रस्तुत करना है। नीचे कुछ सरल उदाहरण दिए जाते हैं :

i) हाइड्रोजन ऑक्सीजन में जलती है और इससे पानी बनता है। इस अभिक्रिया को प्रतीक रूप में इस प्रकार लिखा जाता है।

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

हाइड्रोजन ऑक्सीजन जल
(2 अणु) (1 अणु) (2 अणु)

ii) रैड लेड या लाल सीसा गर्म होने पर लिथार्ज और ऑक्सीजन में अपघटित होता है। इस अभिक्रिया को यों लिखा जाता है :

$$2Pb_3O_4 \rightarrow 6PbO + O_2$$

लाल सीसा लिथार्ज ऑक्सीजन
(2 अणु) (6 अणु) (1 अणु)

iii) जस्त और सल्फ्यूरिक एसिड की अभिक्रिया से हाइड्रोजन और जिंक सल्फेट बनते हैं। इस अभिक्रिया को इस प्रकार लिखा जाता है :

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

जस्त सल्फ्यूरिक एसिड जिंक सल्फेट हाइड्रोजन
(1 अणु) (1 अणु) (1 अणु) (1 अणु)

iv) जब नमक के घोल में सिल्वर नाइट्रेट डाला जाता है तो सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप बन जाता है और सोडियम नाइट्रेट घोल के रूप में रह जाता है। इस अभिक्रिया को यों लिखा जाता है:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

सिल्वर नाइट्रेट सोडियम क्लोराइड सिल्वर क्लोराइड सोडियम नाइट्रेट
(1 अणु) (1 अणु) (1 अणु) (1 अणु)

10.8 रासायनिक समीकरण कैसे लिखे और संतुलित किए जाते हैं

ऊपर जो उदाहरण दिए गए हैं, रासायनिक समीकरण उनसे अधिक जटिल होते हैं। इनके लिखने और संतुलित करने में इन बातों को ध्यान में रखा जाता है :

(1) प्रयोग संबंधी तथ्यों को सही-सही लिखा जाता है अर्थात अभिकारकों और परिणामियों का ठीक पता होना चाहिए।

(2) अभिकारकों को अर्थात उन पदार्थों को बाईं ओर लिखा जाता है जो अभिक्रिया करते हैं और परिणामियों को अर्थात जो उत्पाद बनाते हैं उनको तीर या बराबरी के चिह्न के दाईं ओर लिखा जाता है।

(3) अभिकारकों और परिणामियों को उनके आणविक सूत्रों के रूप में लिखा जाता है।

(4) समीकरण को संतुलित करने के लिए सूत्र से पहले संतुलित करने वाले समाकल अंक लिखे जाते है जिन्हें *गुणांक* कहते हैं। ऐसा इसलिए किया जाता है कि बाईं ओर के परमाणुओं की कुल संख्या दाईं ओर के परमाणुओं की कुल संख्या के बराबर हो जाए।

इन बातों को पोटासियम क्लोरेट के ऊष्मा द्वारा अपघटन संबंधी समीकरण में समझाया गया है।

(क) पोटासियम क्लोरेट पोटासियम क्लोराइड और ऑक्सीजन में अपघटित होता है। पोटासियम क्लोरेट अभिकारक है और पोटासियम क्लोराइड तथा ऑक्सीजन परिणामी उत्पाद हैं।

(ख) पोटासियम क्लोरेट, पोटासियम क्लोराइड और ऑक्सीजन के आणविक सूत्र हैं :

$KClO_3$, KCl और O_2

इसका समीकरण यह है :

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2 \quad \text{(संतुलित नहीं)}$$

पोटासियम क्लोरेट के 2 अणु लेने से समीकरण बन जाता है :

$$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3O_2 \quad \text{(संतुलित)}$$

गुणांक अभिक्रिया करने वाले अथवा उत्पन्न होने वाले अणुओं की संख्या बताते हैं। संतुलित समीकरण का अर्थ यह होता है कि पोटासियम क्लोरेट के दो अणु अपघटित होकर पोटासियम क्लोराइड के दो अणु व ऑक्सीजन के तीन अणु बनाते हैं।

क्योंकि अणु ग्रामों में निश्चित भार को भी प्रगट करते हैं, इसलिए हम जानते हैं कि अभिकारकों और उत्पादों में भार के अनुसार क्या समानुपात हैं। इस प्रकार अभिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थों के भारों का परिकलन किया जा सकता है, किन्तु उन समीकरणों में जोकि यहाँ दिए गए हैं प्राप्त होने वाली अथवा खोई जाने वाली ऊर्जा का कोई हिसाब नहीं लगाया गया है। रासायनिक अभिक्रियाओं में ऊर्जा के जो परिवर्तन होते हैं उस प्रश्न को रसायन की ऊँची पुस्तकों में लिया जाएगा। किन्तु यहाँ रासायनिक समीकरणों पर आधारित परिकलनों के कुछ उदाहरण दिए जा रहे हैं।

उदाहरण–1

यदि दो ग्राम जस्त (जिंक) की अधिक मात्रा में सल्फ्यूरिक एसिड से अभिक्रिया की जाए तो बताइए कि इससे बनने वाले जिंक सल्फेट का कितना भार होगा। यह भी मालूम कीजिए कि जो सल्फ्यूरिक एसिड काम में आई उसका भार कितना था।

जस्त और सल्फ्यूरिक एसिड की अभिक्रिया होने से जिंक सल्फेट और हाइड्रोजन बनते हैं। इस अभिक्रिया का समीकरण यह है :

Zn	+ H_2SO_4	= $ZnSO_4$	+ H_2
65·4 ग्राम	98 ग्राम	161·4 ग्राम	2 ग्राम

इस प्रकार 65·4 ग्राम जस्त 98 ग्राम सल्फ्यूरिक एसिड से अभिक्रिया करता है, जिससे 161·4 ग्राम जिंक सल्फेट और 2 ग्राम हाइड्रोजन बनती है।

2 ग्राम जस्त से उत्पादित जिंक सल्फेट—

$$= \frac{161 \cdot 4}{65 \cdot 4} \times 2$$
$$= 4 \cdot 93 \text{ ग्राम}$$

और उपयुक्त सल्फ्यूरिक एसिड का भार—

$$= \frac{98}{65 \cdot 4} \times 2$$
$$= 2 \cdot 99 \text{ ग्राम}$$

उदाहरण–2

उस सिल्वर क्लोराइड का भार मालूम कीजिए जो 2 ग्राम नमक से बनेगा। यह भी बताइए कि इसके लिए जो सिल्वर नाइट्रेट काम आएगा उसका कितना भार होगा।

अभिक्रिया का समीकरण यह होगा :

$A_gNO_3 + N_aCl \rightarrow A_gCl + N_aNO_3$

170 ग्राम 58·5 ग्राम 143·5 ग्राम 85 ग्राम

इस प्रकार 170 ग्राम सिल्वर नाइट्रेट 58·5 ग्राम नमक से अभिक्रिया करता है और इससे 143 5 ग्राम सिल्वर क्लोराइड और 85 ग्राम सोडियम नाइट्रेट बनेगा।

2 ग्राम नमक से बने सिल्वर क्लोराइड का भार

$$= \frac{143 \cdot 5}{58 \ 5} \times 2$$

=4 9 ग्राम

और इसके लिए आवश्यक सिलवर नाइट्रेट का भार

$$= \frac{170}{58 \cdot 5} \times 2$$

=5 81 ग्राम

संक्षेप

द्रव्य में दो प्रकार के परिवर्तन होते हैं (1) *भौतिक परिवर्तन* और (2) *रासायनिक परिवर्तन*। *भौतिक परिवर्तन* अस्थायी होता है।

रासायनिक परिवर्तन स्थायी परिवर्तन होता है। यह परिवर्तन ऊष्मा, प्रकाश, विद्युत, निकट संस्पर्श से और आघात तथा विस्फोट से भी होता है। रासायनिक परिवर्तन से कम से कम एक नया पदार्थ अवश्य बनता है।

रासायनिक प्रक्रिया में प्राय: तापमान में परिवर्तन अवश्य होता है (या तो रासायनिक परिवर्तन के दौरान ऊष्मा निकलती है या उसका अवशोषण होता है)।

रासायनिक संयोजन एक रासायनिक परिवर्तन है जिसमें दो या अधिक पदार्थों के संयोजन से एक नया पदार्थ बनता है।

रासायनिक अपघटन भी रासायनिक परिवर्तन है जिसमें एक पदार्थ के विघटन से दो या अधिक नए पदार्थ बनते है।

सरल विस्थापन एक रासायनिक परिवर्तन है जिसमें एक पदार्थ का कोई एक मूलतत्व दूसरे मूलतत्व द्वारा विस्थापित कर दिया जाता है और एक नया पदार्थ बन जाता है।

द्वि-अपघटन वह रासायनिक परिवर्तन है जिसमें किसी घोल में दो पदार्थ अपने-अपने साथियों का आदान-प्रदान कर लेते हैं।

रासायनिक समीकरण अभिकारकों और परिणाभियों का वह मात्रात्मक संबंध है, जो उनके अणु सूत्रों के रूप मे व्यक्त किया जाता है।

अभिकारक वे पदार्थ हैं जो किसी अभिक्रिया में भाग लेते हैं। *परिणामी* वह पदार्थ हैं जो अभिक्रिया से उत्पन्न होते हैं।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. उन परिवर्तनों के प्रकार बताइए जो द्रव्य में होते है ? उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।

2. रासायनिक परिवर्तन के अभिलक्षण बताइए और उदाहरण दीजिए। चार ऐसे उदाहरण दीजिए जिनसे यह प्रगट हो कि द्रव्य में जो रासायनिक परिवर्तन होते हैं उनसे नए पदार्थ बनते हैं।

3. रासायनिक संयोजन क्या होता है ? इसके कम से कम दो उदाहरण दीजिए।

4. रासायनिक अपघटन क्या होता है ? यह कैसे होता है ? इसको समझाने के लिए कम-से-कम दो उदाहरण दीजिए।

5. सरल विस्थापन क्या होता है ? दो उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए ?

6. द्वि-अपघटन का क्या अर्थ होता है ? इसके लिए भी दो उदाहरण दीजिए।

7. वे कौन-सी स्थितियाँ हैं जिनका रासायनिक परिवर्तन पर प्रभाव पड़ता है ? उदाहरण देकर इस बात को स्पष्ट कीजिए।

8. जब ऐसा होता है तो किस प्रकार का परिवर्तन होता है :

i) आयोडीन को गर्म किया जाता है।

ii) लाल सीसा (रैड लेड) गर्म किया जाता है।

iii) अम्लीकृत पानी में विद्युत गुजारी जाती है।

iv) सिल्वर नाइट्रेट घोल में जस्त की छड़ रखी जाती है।

v) सिल्वर नाइट्रेट घोल में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है।

vi) गंधक को वायु में जलाया जाता है।

vii) पिघली हुई गंधक में लोहे की रेतनें डाली जाती हैं।

viii) चूने का पत्थर गर्म किया जाता है।

ix) संगमरमर और हाइड्रोक्लोरिक एसिड को मिलाया जाता है।

9. रासायनिक समीकरण रासायनिक परिवर्तनों को मात्रात्मक रूप में व्यक्त करते हैं। इस कथन को उदाहरण देकर समझाइए।

10. बताइए कि इस व्यंजक में क्या बात निहित है :

(i) $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

(ii) $2NH_4Cl + 2KNO_2 \rightarrow 2KCl + 2N_2 + 4H_2O$

11. रासायनिक समीकरणों को कैसे लिखा और संतुलित किया जाता है। एक उदाहरण देकर अपना उत्तर स्पष्ट कीजिए।

12. यदि 0·12 ग्राम मैग्नीशियम के फीते को ऑक्सीजन में पूरी तरह भस्म कर दिया जाता है तो इससे बनने वाले उत्पाद का भार निकालिए।

13. उस हाइड्रोक्लोरिक एसिड का भार निकालिए जो 2 ग्राम कैल्सियम कार्बोनेट को पूर्णतः अपघटित करने के लिए आवश्यक होगी।

14. 2·45 ग्राम पोटासियम क्लोरेट से जो पोटासियम क्लोराइड बनगा, उसका भार मालूम कीजिए।

अध्याय 11

परमाणु भार, अणु भार, तुल्य भार और संयोजकता

11.1 परमाणु भार

मूलतत्व परमाणुओं से मिलकर बनते हैं जोकि बहुत ही सूक्ष्म होते हैं। इन परमाणुओं के वास्तविक भार तो इतने न्यून होते हैं कि रासायनिक परिकलनों में उनका प्रयोग नहीं हो सकता। अतः हमें रसायन-शास्त्र में उनके वास्तविक भार की अपेक्षा उनके सापेक्ष भार से अधिक दिलचस्पी होती है। इन सापेक्ष भारों को मूलतत्वों के रासायनिक *परमाणु भार* कहा जाता है। डाल्टन ने हाइड्रोजन यानी सबसे हल्के तत्व को मानक चुना। उसने और उसके बाद के कुछ रसायनज्ञों ने हाइड्रोजन के परमाणु भार को एक माना जबकि इसका वास्तविक भार ($1 \cdot 673 \times 10^{-24}$g) जैसा कि अब तक मालूम है बहुत ही कम होता है। उन्होंने अन्य तत्वों के भार की हाइड्रोजन के भार से तुलना की, और यह पाया कि ऑक्सीजन के परमाणु का भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का 15·88 गुना होता है। कई कारणों से हाइड्रोजन की अपेक्षा ऑक्सीजन को तत्व की दृष्टि से कहीं अधिक सुविधाजनक मानक पाया गया। एक अत्यंत महत्वपूर्ण कारण यह था कि ऑक्सीजन सबसे अधिक तत्वों के साथ संयुक्त होती है। अंतर्राष्ट्रीय करारों द्वारा इसका भार 16·00 निर्धारित किया गया। ऑक्सीजन को मानक (=16·00) मानकर हाइड्रोजन का भार 1·008 होता है। *किसी भी मूलतत्व के परमाणु भार की परिभाषा इस प्रकार की गई कि यह उस मूलतत्व के एक परमाणु का ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार से संबंधित भार है और ऑक्सीजन का भार 16·00 है।* आजकल कार्बन (=12) मानक माना जाता है। इससे कोई खास अंतर नहीं पड़ता। परमाणु भार एक संख्या है और जब यह ग्रामों में प्रगट किया जाता है तो यह *ग्राम-परमाणु भार* या *ग्राम-परमाणु* कहलाता है।

कुछ आम मूलतत्वों के परमाणु भार ऑक्सीजन (=16·00) के आधार पर नीचे दिए गए हैं।

मूलतत्व	प्रतीक	परमाणु भार
ऑक्सीजन	O	16·000
हाइड्रोजन	H	1·008
नाइट्रोजन	N	14·008
कार्बन	C	12·011

मूलतत्व	प्रतीक	परमाणु भार
सल्फर	S	32·066
फॉस्फोरस	P	30 975
क्लोरीन	Cl	35 457
सोडियम	Na	22·991
पोटासियम	K	39·100
मैग्नीशियम	Mg	24 32
कैल्सियम (चूना)	Ca	40·08
लोहा	Fe	55·85
तांबा	Cu	63·54
सिल्वर	Ag	107·88
सोना	Au	197·00
जिंक (जस्त)	Zn	65·38
पारा	Hg	200·61
ऐल्युमिनियम	Al	26·98
टिन	Sn	118·70
सीसा	Pb	207 21

नोट : कार्बन (=12) के आधार पर परमाणु भार ऊपर दिए हुए मानों को $\frac{12}{12\cdot011}$ से गुणा करके निकाले जा सकते हैं।

11.2 अणु भार

हम यह पढ़ चुके है कि अणु परमाणुओं का एक समूह होता है। किसी मूलतत्व के अणु में एक ही प्रकार के एक या अधिक परमाणु होते हैं किन्तु किसी यौगिक के एक अणु में भिन्न प्रकार के परमाणु दो-दो या इससे अधिक के समूह में रहते हैं। एक अणु का भार उसमें मौजूद परमाणुओं के कुल भार के बराबर होता है। क्योंकि परमाणु-भार सापेक्ष होते हैं, इसलिए अणु भार भी सापेक्ष रहते हैं। *किसी पदार्थ के अणु भार की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है कि यह उस पदार्थ के अणु का हाइड्रोजन (1·008) के एक परमाणु या ऑक्सीजन (16·00) के परमाणु या कार्बन (12·00) के एक परमाणु के भार से संबंधित भार है।* अणु भार एक संख्या है। जब इसे ग्रामों में प्रगट किया जाता है तो इसे पदार्थ का ग्राम-अणु भार या ग्राम-अणु या 'मोल' (mole) कहा जाता है। पदार्थ के अणु सूत्र में जितने परमाणु होते हैं उनके भार को जोड़ लेने से उस पदार्थ का अणु भार निकल आता है। नीचे लिखे सरल उदाहरणों से यह बात समझाई जा सकती है।

(i) पानी के अणु में, जिसे H_2O लिखा जाता है, हाइड्रोजन के दो परमाणु और ऑक्सीजन का एक परमाणु होता है।

हाइड्रोजन का परमाणु भार=1·008 और ऑक्सीजन का=16·00

अतः पानी का अणु भार=2×1·008+16·00
=18·016

(ii) कार्बन डाइआक्साइड अणु को इस प्रकार लिखा जाता है CO_2। इसमें कार्बन का एक परमाणु और ऑक्सीजन के दो परमाणु होते हैं। कार्बन का एक परमाणु भार=12·011 और ऑक्सीजन का परमाणु भार=16·00। इसलिए कार्बन डाइआक्साइड का अणु भार=12·011+2×16·00=44·011।

(iii) नमक का अणु इस प्रकार लिखा जाता है NaCl। इसमें सोडियम का और क्लोरीन का एक-एक परमाणु होता है।

सोडियम का परमाणु भार=22·99 और क्लोरीन का परमाणु भार=35·45।

इस प्रकार नमक का अणु भार=22·99 +35·45=58·44

(iv) चूने के पत्थर का अणु इस प्रकार लिखा जाता है $CaCO_3$। इसमें कैल्सियम का एक परमाणु

कार्बन का एक परमाणु, और ऑक्सीजन के तीन परमाणु होते हैं।

कैल्सियम का परमाणु भार=40·08, कार्बन का परमाणु भार = 12·011 और ऑक्सीजन का परमाणु भार = 16·00

इस प्रकार चूने के पत्थर का अणु भार
$=40 \cdot 08+12 \cdot 011+3 \times 16 \cdot 00$
$=100 \cdot 091$

किसी भी पदार्थ के एक निश्चित भार में मोलों की जितनी संख्या होती है वह पदार्थ के ग्रामों में भार और *ग्राम-अणु* का अनुपात होती है अर्थात

$$Wg \text{ (ग्रामों में भार) में मोलों की संख्या} = \frac{Wg}{\text{ग्राम-अणु}}$$

उदाहरण

0·49 ग्राम H_2SO_4 में मोलों और मिलिमोलों की संख्या निकालिए। ($H=1 \cdot 008, S=32, O=16 \cdot 00$)

H_2SO_4 का सूत्र भार $= 2 \times 1 \cdot 0088 + 32 + 4 \times 16 = 98$

अतः 0·49 ग्राम H_2SO_4 में मोलों की संख्या
$$= \frac{0 \cdot 49}{98} = 0 \cdot 005$$

क्योंकि 1 मोल = 1000 मिलिमोल

अतः मिलिमोलो की संख्या $= 0 \cdot 005 \times 1000 = 5$ (उत्तर)

11.3 तुल्य भार और संयोजकता

तुल्य-भार एक और ऐसा पद है, जिसका बहुत बार प्रयोग होता है। मूलतत्व सदा अपने परमाणु भार के अनुसार ही संयोजित नहीं होते। यह इस कारण होता है कि भिन्न-भिन्न मूलतत्वों की संयोजन क्षमता भी भिन्न होती है। परमाणुओं की परस्पर संयोजन की क्षमता को *संयोजकता* कहते हैं। उदाहरणार्थ,

(i) क्लोरीन का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक परमाणु से संयोजित होता है।

(ii) ऑक्सीजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के दो परमाणुओं से संयोजित होता है।

(iii) नाइट्रोजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के तीन परमाणुओं से संयोजित होता है।

(iv) कार्बन का एक परमाणु हाइड्रोजन के चार परमाणुओं से संयोजित होता है।

क्योंकि हाइड्रोजन की संयोजकता एक मान ली गई है, इसलिए क्लोरीन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और कार्बन की संयोजकता 1, 2, 3 और 4 होती है। क्योंकि ऑक्सीजन के 8 भाग हाइड्रोजन के एक भाग से संयोजित होती है और ऑक्सीजन की संयोजकता 2 है, इसलिए, निम्न संबंध स्थिर किया जा सकता है।

$$\frac{\text{ऑक्सीजन का परमाणु भार}}{\text{सयोजकता}} = \frac{16}{2} = 8$$

और 8 ऑक्सीजन का तुल्य भार कहलाता है।

$$\text{इस प्रकार} \quad \frac{\textit{परमाण-भार}}{\textit{तुल्य भार}} = \textit{संयोजकता}$$

परमाणु भार/तुल्य भार वह पूर्णांक है, जो किसी *मूलतत्व की संयोजकता* होती है। इसकी परिभाषा यों की गई है कि यह वह *संख्या है जो यह बताती है कि हाइड्रोजन या अन्य किसी एक संयोजक तत्व के साथ दिए हुए तत्व के कितने परमाण संयोजित होते हैं या उसके द्वारा विस्थापित होते हैं।*

किसी मूलतत्व का तुल्य भार उसके परमाणु भार को संयोजकता से भाग देकर मालूम किया जा सकता है। यदि हम कोई मानक स्थिर कर दें, तो सभी मूलतत्वों के तुल्यांक भी तुलनात्मक हो

जाएँगे। ऑक्सीजन क्योंकि एक क्रियाशील मूल-तत्व है अतः इसी को मानक मान लिया जाता है और इसका तुल्य भार 8 निर्धारित कर दिया जाता है।

इस प्रकार *किसी भी मूलतत्व के तुल्य भार की परिभाषा यों की जाती है कि यह वह संख्या है जो यह बताती है कि मूलतत्व के भार के अनुसार कितने भाग ऑक्सीजन के 8 भागों से या किसी भी मूलतत्व ($H=1{\cdot}008$, $Cl=35{\cdot}45$) के तुल्य भार से संयोजित होते हैं।*

जब तुल्य भार ग्रामों में व्यक्त किया जाता है तो इसे *ग्राम-तुल्य भार या ग्राम-तुल्यांक कहते हैं।*

इन सरल उदाहरणों से इस बात को समझाया जा सकता है।

1) 8 ग्राम ऑक्सीजन 1·008 ग्राम हाइड्रोजन से, और 1·008 ग्राम हाइड्रोजन 35·45 ग्राम क्लोरीन से संयोजित होती है।

∴ हाइड्रोजन का तुल्य भार=1·008
और क्लोरीन का तुल्य भार=35·45

2) 12 ग्राम मैग्नीशियम 8 ग्राम ऑक्सीजन से संयुक्त होता है

मैग्नीशियम का तुल्य भार=12

यह आवश्यक नहीं कि मूलतत्वों का तुल्य भार एक ही हो। कुछ तत्व जैसे Cu, Fe का एक से अधिक तुल्य भार होता है क्योंकि उनकी संयोजकताएँ भी एक से अधिक होती हैं।

किसी भी एक मूलतत्व का तुल्य भार ही दूसरे मूलतत्व के तुल्य भार से अभिक्रिया करता है। इसे *तुल्यांक नियम* कहा जाता है।

तुल्य भार निकालने के कुछ सरल उदाहरण नीचे दिए जाते हैं।

उदाहरण 1.

जब 2·32 ग्राम सिल्वर ऑक्साइड को बहुत गर्म किया गया तो उससे 2·16 ग्राम चाँदी अवशिष्ठ रहे। चाँदी का तुल्य भार निकालिए :

सिल्वर ऑक्साइड का भार 2·32 ग्राम
चाँदी का भार 2·16 ग्राम
संयोजित ऑक्सीजन का भार 2·32–2·16
=0·16 ग्राम

$$\text{चाँदी का तुल्य भार}=\frac{2{\cdot}16}{0{\cdot}16}\times 8=108$$

उदाहरण 2.

0·24 ग्राम मैग्नीशियम ने हाइड्रोक्लोरिक एसिड में से 0·02 ग्राम हाइड्रोजन को विस्थापित किया। *मैग्नीशियम का तुल्य भार मालूम कीजिए।* हाइड्रोजन का तुल्य भार 1·008 है।

$$\text{मैग्नीशियम का तुल्य भार}=\frac{\text{मैग्नीशियम का भार}}{\text{हाइड्रोजन का भार}}$$

$$\times\,\text{हाइड्रोजन का तुल्य भार}=\frac{0{\cdot}24}{0{\cdot}02}\times 1{\cdot}008$$

$$=12{\cdot}096$$

उदाहरण 3.

सिल्वर क्लोराइड में 24·6 प्रतिशत क्लोरीन होता है तो चाँदी का तुल्य भार बताइए।

सिल्वर क्लोराइड में चाँदी का प्रतिशत 100–24·6
=75·4

$$\text{चाँदी का तुल्य भार}=\frac{75{\cdot}4}{24{\cdot}6}\times\text{ क्लोरीन का तुल्य भार}$$

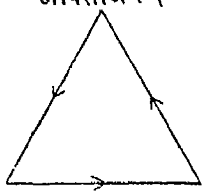
$$=\frac{75{\cdot}4}{24{\cdot}6}\times 35{\cdot}45$$

$$=108{\cdot}6$$

तुल्य भार का विचार *तुल्यांक नियम* अथवा पारस्परिक समानुपातों के नियम से संबंध है। इस नियम से भार के अनुसार उन समानुपातों का

पता चलता है जिन समानुपातों में मूलतत्व एक-दूसरे-से संयोजित होते है या एक दूसरे को विस्थापित करते हैं । नीचे दो सरल उदाहरण दिए जा रहे हैं ।

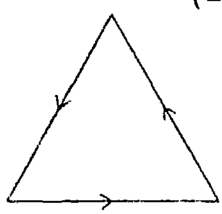
1) ऑक्सीजन हाइड्रोजन और मैग्नीशियम से संयोजित होती है और अम्लों में से मैग्नीशियम द्वारा हाइड्रोजन विस्थापित होती है । इस संबंध को यों दिखाया जा सकता है :



इस प्रकार :

ऑक्सीजन	:	मैग्नीशियम	: :	8:12
ऑक्सीजन	:	हाइड्रोजन	: :	8:1
मैग्नीशियम	:	हाइड्रोजन	: :	12:1

(ii) कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन एक-दूसरे-से संयोजित होते है और उनका संबंध नीचे दिया जाता है ।



इस प्रकार :

हाइड्रोजन	:	ऑक्सीजन	: :	1:8
हाइड्रोजन	:	कार्बन	: :	1:6
कार्बन	:	ऑक्सीजन	: :	6:8

ऊपर के उदाहरणों से यह सिद्ध होता है कि दो मूलतत्व (क और ख) के भार जो तीसरे मूलतत्व (ग) के एक ही भार से अलग-अलग संयोजित होते है या उसे विस्थापित करते हैं, वे (क) और (ख) के वही भार है जो आपस में एक-दूसरे-से संयोजित होते या उन्हें विस्थापित करते हैं या उनके सरल गणज है । यही तुल्यांक या पारस्परिक समानुपात नियम है ।

11.4 रासायनिक सूत्र कैसे व्युत्पन्न होते और लिखे जाते हैं

किसी अकार्बनिक यौगिक (ऑक्साइड, हाइड्राक्साइड, अम्ल, क्षारक या लवण) के दो भाग होते हैं, एक *धनात्मक भाग* होता है और *दूसरा ऋणात्मक भाग* होता है । प्रत्येक भाग की एक निश्चित संयोजकता (धनात्मक भाग के लिए + और ऋणात्मक भाग के लिए –) होती है और यह एक प्रतीक की भाँति लिखी जाती है । इसलिए किसी यौगिक के उदासीन अणु का रासायनिक सूत्र, संयोजकताओं के विपरीत अनुपात में दोनों भागों के प्रतीकों का समूह होगा । नीचे के उदाहरणों से यह बात और स्पष्ट हो जाएगी ।

(क) सोडियम सल्फेट के दो भाग होते हैं :

i) सोडियम जिसे Na^+ लिखा जाता है ।

ii) सल्फेट जिसे $SO_4^{=}$ लिखा जाता है । इसलिए सोडियम सल्फेट के उदासीन अणु का रासा-

यनिक सूत्र होगा $Na_2(SO_4)$, या Na_2SO_4

(ख.) कैल्सियम कार्बोनेट के दो भाग होते हैं :

i) कैल्सियम जिसे लिखा जाता है Ca^{++}

ii) कार्बोनेट जिसे लिखा जाता है $caO_3^{=}$ इसलिए कैल्सियम कार्बोनेट के उदासीन अणु का रासायनिक सूत्र होगा $CaCO_3$।

किसी पदार्थ के सूत्र को जोकि परमाणुओं के सरलतम अनुपात को प्रगट करता है, सरलतम या मूलानुपाती सूत्र कहते हैं और वह सूत्र जो पदार्थ का अणु भार प्रगट करता है, अणु सूत्र कहलाता है ।

अणु सूत्र = n × मूलानुपाती सूत्र

जहाँ n एक संख्या है =

$$\frac{\text{अणु सूत्र भार या अणु भार}}{\text{मूलानुपाती सूत्र भार}}$$

किसी अज्ञात यौगिक का मूलानुपाती सूत्र उसकी प्रतिशत संरचना से व्युत्पन्न होता है जो कि प्रयोगात्मक रूप से यौगिक के विश्लेषण द्वारा निर्धारित की जाती है। सूत्र की व्युत्पत्ति में निम्न बातें आती हैं :

(i) यौगिक में उपस्थित प्रत्येक मूलतत्व के प्रतिशत को उसके परमाणु भार से भाग दीजिए। इससे परमाणु अनुपात निकल आते हैं।

(ii) इन अनुपातों को उच्चतम समान गुणक से भाग देकर सरलतम समाकल अनुपात में घटाइए।

समाकल अनुपात सख्याओं सहित जो प्रतीक लिखे जाते हैं, उनसे ही मूलानुपाती सूत्र बनता है। निम्नलिखित उदाहरणों से बात समझ में आ जाएगी।

उदाहरण

किसी लवण में

Na=32·40 प्र० श०

S =22·53 प्र० श०

O =45·07 प्र० श०

Na, S, और O के परमाणु भार क्रमश: 23, 32 और 16 हैं। लवण का रासायनिक सूत्र निकालिए।

सोपान 1. परमाणु अनुपात है :

$$Na=\frac{32{\cdot}40}{23}=1{\cdot}40$$

$$S=\frac{22{\cdot}53}{32}=0{\cdot}70$$

$$O=\frac{45{\cdot}07}{16}=2{\cdot}81$$

सोपान 2. परमाणु अनुपातों को समाकल अनुपातों में घटाया जाता है।

$$Na=\frac{1{\cdot}40}{0{\cdot}70}=2 \qquad O=\frac{2{\cdot}81}{0{\cdot}70}=4 \text{ लगभग}$$

$$S=\frac{0{\cdot}70}{0{\cdot}70}=1$$

इस प्रकार लवण का मूलानुपाती सूत्र हुआ।

$Na_2 S_1 O_4$ या Na_2SO_4

पदार्थों के अणु सूत्र व्युत्पन्न करने के लिए उनके अणु भारों की आवश्यकता होती है, जो कई विधियों से निर्धारित किए जा सकते हैं, जिनका यहाँ उल्लेख संभव नहीं। अणु भार मूलानुपाती सूत्र भार का गुणक होता है।

$$\text{अर्थात्} \frac{\text{अणु भार}}{\text{मूलानुपाती सूत्र भार}}=n$$

इस बारे में विस्तार से विचार इस पुस्तक के भाग–3 में किया जाएगा जिसमें कार्बनिक यौगिकों पर विचार होगा।

संक्षेप

किसी मूलतत्व का *परमाणु-भार* वह संख्या है जो एक परमाणु के भार को ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार के संबंध में प्रकट करती है जबकि ऑक्सीजन का परमाणु भार 16 माना जाता है ।

किसी मूलतत्व का एक *ग्राम-अणु* ग्रामों में बताया हुआ, उसका रासायनिक अणु भार होता है।
परमाणु का *परम भार* तो बहुत कम होता है।

किसी पदार्थ का अणु भार उस पदार्थ के एक अणु का ऑक्सीजन के एक परमाणु के भार (=16·00) से संबंधित भार होता है।

अणु भार *सापेक्ष भार* है। यह एक संख्या होती है।

ग्राम-अणु ग्रामों में दिया हुआ अणु-भार होता है। इसे मोल कहते हैं ।

किसी मूलतत्व का *तुल्य भार* मूलतत्व के उतने भागों की संख्या होती है जितने कि ऑक्सीजन के 8 भागों के साथ या अन्य किसी मूलतत्व के तुल्य भार से संयुक्त होते हैं (H=1·008, Cl=35·45) ।

ग्राम-तुल्य ग्रामों में दिया हुआ तुल्य भार होता है।

इस अनुपात $\frac{\text{परमाणु भार}}{\text{तुल्य भार}}$ से मूलतत्व की *संयोजकता* मालूम होती है।

पदार्थ तुल्य समानुपातों में अभिक्रिया करते हैं ।

एक पदार्थ का तुल्य भार दूसरे पदार्थ के तुल्य भार से अभिक्रिया करता है। इसे तुल्यांक नियम कहते हैं।

तुल्यांक नियम अथवा अन्योन्य समानुपातों के नियम का संबंध भार के अनुसार उन समानुपातों से होता है, जिनमें मूलतत्व परस्पर संयोजित होते हैं या एक दूसरे को विस्थापित करते हैं।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. किसी मूलतत्व के परमाणुभार के अर्थ को स्पष्ट कीजिए ।
2. हम ऑक्सीजन (=16·00) को ही मूलतत्वों के परमाणु भार निश्चित करने के लिए मानक क्यों चुनते हैं और हाइड्रोजन (=1) को क्यों नहीं ?
3. ग्राम-परमाणु का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण द्वारा अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।
4. बताइए कि किसी पदार्थ के अणु भार का क्या अर्थ होता है ?

5. 'ग्राम-अणु' और 'मोल' का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

6. इनके अणु भार बताइए :

   (i) H_2SO_4 (ii) $NaCl$ (iii) H_2O (iv) $Na_2CO_3 . 10H_2O$ (v) HNO_3 (vi) $AlCl_3$ (vii) $ZnCl_2$ (viii) $MgSO_4 . 7H_2O$.

7. यह बताइए कि किसी मूलतत्व के तुल्य भार का क्या अर्थ है ?

8. किसी मूलतत्व के परमाणु भार और तुल्य भार में क्या संबंध होता है ?

9. किसी मूलतत्व के ग्राम-तुल्यांक का क्या अर्थ होता है ? उदाहरण देकर स्पष्ट कीजिए।

10. किसी मूलतत्व की संयोजकता को आप उसके परमाणु भार और तुल्य भार की सापेक्षकता में कैसे बताएँगे ?

11. तुल्यांक नियम का वर्णन कीजिए। उदाहरण देकर समझाइए कि किस प्रकार इस नियम से हमें मूलतत्वों के तुल्य भार मालूम करने में सहायता मिलती है।

12. धातु के एक ऑक्साइड में 40 प्रतिशत ऑक्सीजन है। धातु का तुल्य भार निकालिए।

13. दो उदाहरण देकर इस कथन को स्पष्ट कीजिए कि दो मूलतत्वों (क) और (ख) के भार जो एक तीसरे मूलतत्व (ग) के उसी भार के साथ अलग-अलग संयोजित होते हैं या उसे विस्थापित करते हैं, (क) और (ख) के वही भार हैं जो एक दूसरे से संयोजित होते हैं या एक दूसरे को विस्थापित करते हैं। इसमें जो नियम लागू हुआ उसका नाम बताइए ?

14. रसायन-शास्त्र में द्रव्यमान का विचार क्यों आवश्यक है ? उदाहरण देकर उत्तर को स्पष्ट कीजिए।

15. संक्षेप में बताइए कि किसी पदार्थ के रसायनिक सूत्र की कैसे उत्पत्ति होती है और यह कैसे लिखा जाता है। उदाहरण देकर समझाइए।

अध्याय 12

परमाणुओं की बनावट

12.1 परमाणु की आधुनिक संकल्पना

डाल्टन ने परमाणुओं के बारे में जो विचार प्रस्तुत किया था उसमें पिछले सौ वर्षों में बहुत अधिक परिवर्तन हुआ है। अब परमाणुओं को अविभाज्य कण नहीं माना जाता। हम जानते हैं कि प्रत्येक परमाणु की अपनी एक विशेष संरचना होती है तथा यह और भी मौलिक कणों का बना होता है। इनमें से सबसे अधिक महत्वपूर्ण ये तीन हैं :

i) इलेक्ट्रान

ii) प्रोट्रान और

iii) न्यूट्रान

12.2 इलेक्ट्रान

इलेक्ट्रान ऋण आवेशी कण होते हैं जो आकार में अत्यंत सूक्ष्म होते हैं। प्रत्येक इलेक्ट्रान का भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का 1/1845 होता है और इसमें एक इकाई ऋण आवेश (unit negative charge) रहता है। विसर्जन नलिका (discharge tube) का प्रयोग करने वाले परीक्षण द्वारा इलेक्ट्रानों के अस्तित्व को सिद्ध किया जा सकता है।

प्रयोग 1

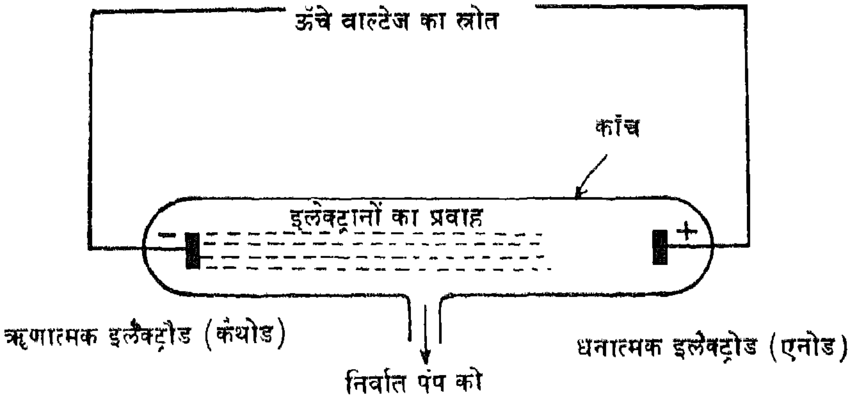
विसर्जन नलिका को जिसमें काँच की नली में धातु के दो इलेक्ट्रोड हों, चित्र–64 की तरह ऊँचे वोल्टेज के स्रोतों से जोड़िए।

नलिका को जितना संभव हो सके निर्वात कीजिए और इलेक्ट्रोडों के बीच में ऊँचे विभव की विद्युत धारा गुजारिए। आप देखेंगे कि ऋणी इलेक्ट्रोड (कैथोड) से नीले से रंग की प्रकाश की रेखाएँ निकलेंगी और धन इलेक्ट्रोड (एनोड) की ओर जाएँगे। कैथोड की ओर से किरणें सीधी निकलती दिखाई देंगी। यह जाकर नली के सामने की दीवार से टकराएँगी और इससे दीप्ति निकलेगी।

कैथोड किरणों के निम्नलिखित गुणों की ओर ध्यान दीजिए।

(i) जैसा कि चित्र–64 में दिखाया गया है कि यह सीधी रेखाओं में आगे बढ़ती है।

(ii) यदि इसके मार्ग में कोई वस्तु रख दी जाए तो चित्र–65 की तरह नली के दूसरे सिरे पर उसकी स्पष्ट छाया पड़ेगी।

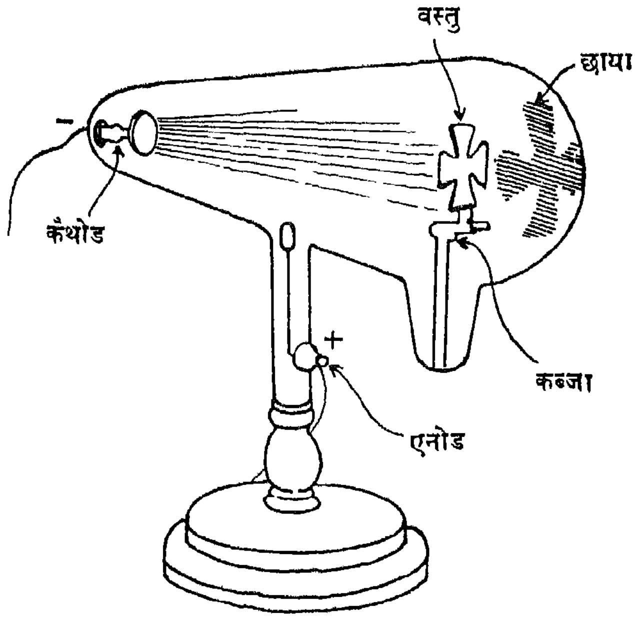


चित्र–64. कैथोड किरण की विसर्जन नलिका

(iii) इनके मार्ग में यदि बहुत हल्का क्षेपनी-चक्र या पैडल पहिया रख दिया जाए तो वह घूमने लगेगा।

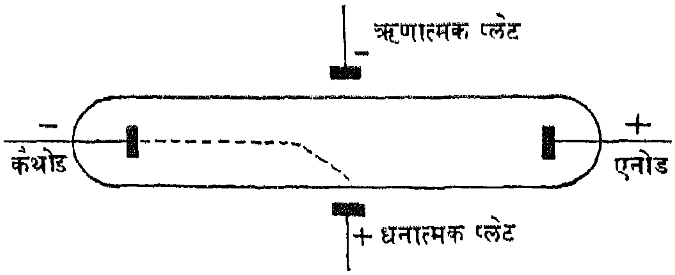
(iv) जब यह किरणें धातु के पत्ती के टुकड़े से टकराती हैं तो पत्ती गर्म हो जाती है।

(v) चुंबकीय अथवा विद्युत क्षेत्रों से विक्षेपित



चित्र–65. कैथोड किरणों से छाया बनती है।

हो जाती है। विक्षेप की वही विशेषता होगी, जो ऐसे अर्थात्, चुंबकीय अथवा विद्युत क्षेत्रों में से ऋण आवेशी कणों के गुजरने पर होती है जैसा कि चित्र–66 में दिखाया गया है।



चित्र–66. ऋणी प्लेट से इलेक्ट्रान प्रतिकर्षित हैं और धनी प्लेट से आकर्षित होते हैं।

कैथोड किरणों के उपर्युक्त गुणों को इस प्रकार बहुत अच्छी तरह समझाया जा सकता है कि ये किरणें पदार्थ के छोटे-छोटे कणों की धाराओं से मिलकर बनती हैं जो ऋण आवेशी होती है। इन कणों को इलेक्ट्रान कहते हैं। जब कुछ धातुओं को गर्म किया जाता है तो शीघ्र ही इलेक्ट्रान उत्पन्न हो जाते हैं और इस सिद्धांत का इलेक्ट्रानिक युक्तियों में प्रयोग किया जाता है।

सब परमाणुओं का इलेक्ट्रान एक भाग होता है और उन्हें किसी भी परमाणु से पृथक किया जा सकता है।

12.3 प्रोटान

प्रोटानों में धनी आवेश होता है। प्रत्येक प्रोटान में इकाई द्रव्यमान या हाइड्रोजन के परमाणु के लगभग बराबर द्रव्यमान होता है। प्रोटान भी सभी परमाणुओं में होते हैं। पहली बार प्रोटानों को सन् 1886 में गोल्डस्टीन ने विसर्जन नलिका में देखा था जिसमें सछिद्र कैथोड था। प्रोटानों की किरणें कैथोड के छिद्रों में से गुजरती देखी गईं।

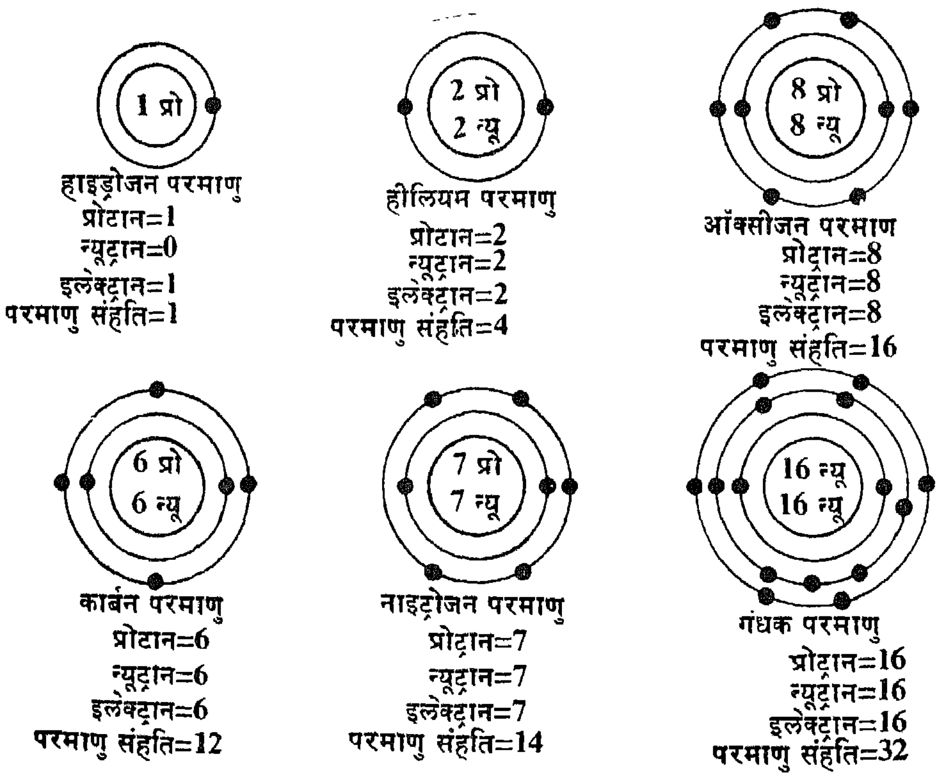
सन् 1919 में लार्ड रदरफोर्ड ने इस बात का पक्का प्रमाण प्रस्तुत किया कि परमाणुओं में प्रोटान होते हैं और जब नाइट्रोजन और ऐल्युमिनियम के परमाणुओं पर रेडियम से निकले हुए α कणों में बम्बारी की जाती है तो प्रोटान निकलते हैं।

12.4 न्यूट्रान

न्यूट्रान भी परमाणु संरचना की इकाइयाँ हैं। इनमें भी द्रव्यमान होता है किन्तु आवेश नहीं होता। इनकी खोज सन् 1932 में एक ब्रिटिश भौतिक विज्ञानी सर जेम्स चैडविक ने की थी।

यही तीन प्रकार के कण हैं जिनसे सभी ज्ञात परमाणु मिल कर बने होते हैं। इस प्रश्न पर इस शताब्दी के आरंभ में बहुत विचार-विमर्श हुआ कि परमाणुओं में इन तीनों की क्या व्यवस्था होती है। रदरफोर्ड में इनकी व्यवस्था का एक चित्र प्रस्तुत किया और इसे नीलूस-बोहर ने और परिवर्धित किया। रदरफोर्ड–बोहर संरचना को स्वीकार किया जा चुका है। इसके अनुसार प्रत्येक परमाणु में एक छोटा-सा कंद्रक होता है, जिसमें प्रोटान या न्यू-

ट्रान रहते हैं और यह धनी आवेशी होता है। प्रोटानों के कारण धनी आवेश होता है। केंद्रक के चारों ओर काफी स्थान रहता है। इस स्थान में केंद्रक के चारों ओर निश्चित कक्षाओं या कोष में इलेक्ट्रान रहते हैं। इन कक्षाओं के क्रम से K,L,M,N,O,P, नाम होते हैं। इन कक्षाओं में रहने वाले कुल इलेक्ट्रानों की संख्या केंद्रक में रहने वाले कुल प्रोटानों की संख्या के बराबर होती है। इसका परिणाम यह होता है कि परमाणु विद्युत-उदासीन रहता है और इसका द्रव्यमान केंद्रक में केंद्रित रहता है। *परमाणु द्रव्यमान* =प्रोटानों की संख्या+इलेक्ट्रानों की संख्या। परमाणु का जो नैट धनी आवेश होता है उससे मूलतत्व के *परमाणु क्रमांक* का पता चलता है। परमाणु क्रमांक=प्रोटानों की संख्या=कक्षा में इलेक्ट्रानों की संख्या। परमाणु की बनावट के इन लक्षणों को चित्र-67 में दिखाए गए सरल उदाहरणों द्वारा व्यक्त किया जा सकता है।



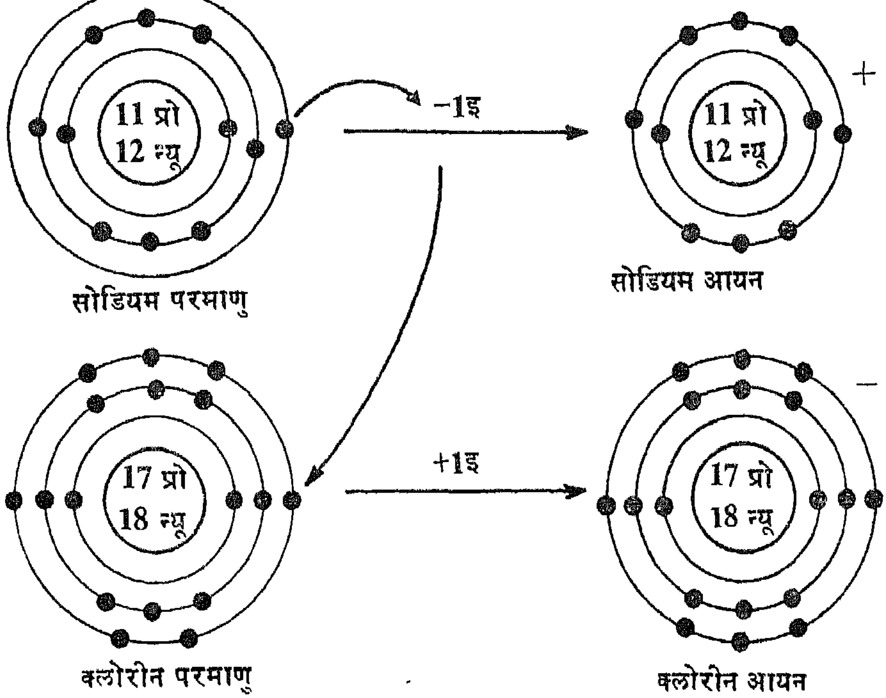
चित्र–67 *कुछ परमाणुओं की बनावट*

किसी भी मूलतत्व की कक्षा में इलेक्ट्रोनों की एक अधिकतम संख्या रह सकती है। यह इस प्रकार $2n^2$ में प्रकट की जाती है। इसमें n कक्षा की संख्या है।

इस प्रकार इलेक्ट्रानों की वह संख्या जो परमाणु की विभिन्न कक्षाओं में रह सकते हैं इस प्रकार है :

कक्षा	*n का मूल्य*	*कक्षाओं में इलेक्ट्रानों की अधिकतम संख्या*
K	1	$2\times1^2=2$
L	2	$2\times2^2=8$
M	3	$2\times3^2=18$
N	4	$2\times4^2=32$

बड़े परमाणुओं में भीतरी कक्षा बाहरी कक्षा के बनने से पहले ही पूरी हो जाती है। सबसे बाहर वाली कक्षा में 8 से अधिक इलेक्ट्रान नहीं हो सकते। और इससे भीतर वाली में 18 से अधिक इलेक्ट्रान नहीं हो सकते।



चित्र–68. *इलेक्ट्रानों में स्थानांतरण द्वारा रसायनिक संयोजन*

12.5 संयोजकता का इलेक्ट्रानिक सिद्धांत

अधिकांश रसायनिक अभिक्रियाओं मे परमाणु के केवल सबसे बाहर के कक्षा के इलेक्ट्रान ही भाग लेते हैं। इसी कारण इन्हें संयोजकता इलेक्ट्रान कहा जाता है। जिन परमाणुओं की सबसे बाहरी कक्षा में 8 इलेक्ट्रान होते हैं, वे पर्याप्त निष्क्रिय होते हैं। उदाहरण के लिए Ne, A, Kr, Xe। हीलियम सबसे छोटी होती है और इसकी सबसे बाहरी कक्षा में केवल दो ही इलेक्ट्रान होते है, फिर

भी यह स्थायी होती है।

रसायनिक अभिक्रियाओं में सामान्य सिद्धांत यह लागू होता है कि परमाणु की सबसे बाहरी कक्षा में 8 इलेक्ट्रान पूरे करने की आवश्यकता होती है। हाइड्रोजन जैसे छोटे परमाणु के बारे में 2 इलेक्ट्रानों से ही काम चल जाता है। इससे स्थायित्व उत्पन्न होता है और यह दो प्रकार से हो सकता है।

i) *इलेक्ट्रानों के स्थानांतरण से।* उदाहरण के लिए जैसा कि चित्र-68 में दिखाया गया है सोडियम क्लोराइड बनने में सोडियम व क्लोरीन संयोजित होते हैं। सोडियम (Na) का एक परमाणु एक इलेक्ट्रान होता है और क्लोरीन (Cl) का परमाणु यह एक इलेक्ट्रान पा लेता है। इस प्रकार इलेक्ट्रान का स्थानांतरण इस ढंग से होता है :

$$\text{Na (परमाणु)} \xrightarrow{-1e} \text{Na}^{+}$$

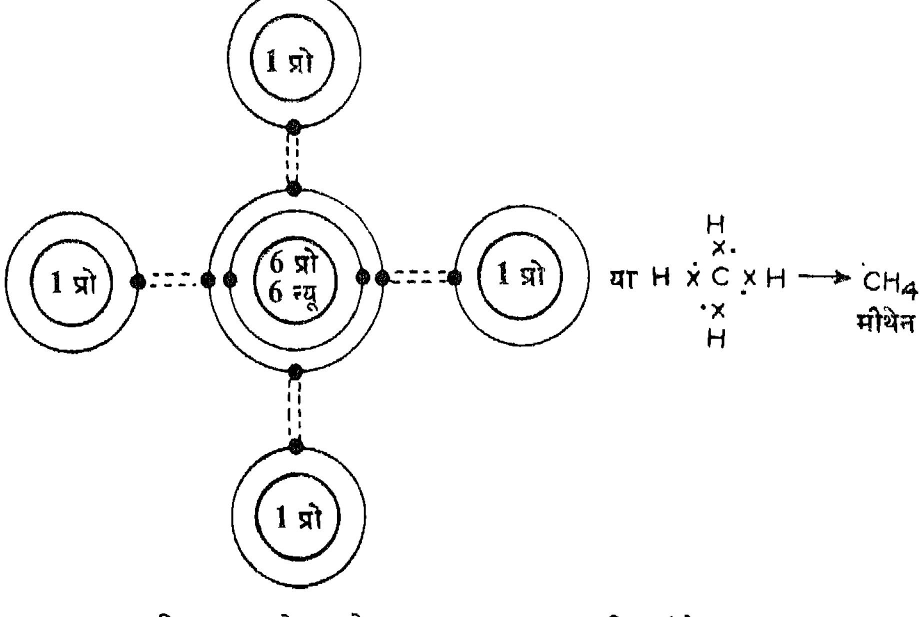
$$\text{Cl (परमाणु)} \xrightarrow{+1e} \text{Cl}^{-} \text{ (आयन)}$$

$$\rightarrow \text{NaCl (उदासीन परमाणु)}$$

इस प्रकार के संयोजन को *वैद्युत संयोजन* कहते हैं और संयोजकता को *वैद्युत संयोजकता* कहते हैं।

ii) *इलेक्ट्रानों के आदान-प्रदान से।* उदाहरण के लिए कार्बन व हाइड्रोजन से मिलकर एक यौगिक **मीथेन** बनता है।

एक कार्बन परमाणु के चार इलेक्ट्रानों और चार हाइड्रोजन परमाणुओं के चार इलेक्ट्रानों का आदान-प्रदान उस ढंग से होता है जैसा कि चित्र-69 में दिखाया गया है।



चित्र-69. इलेक्ट्रान के आदान-प्रदान द्वारा रसायनिक संयोजन

इस प्रकार का संयोजन *सह संयोजन* कहलाता है और संयोजकता को *सह संयोजकता* कहते है।

संयोजकता की आधुनिक संकल्पना उपर्युक्त रसायनिक संयोजन के सिद्धांत पर आधारित है। किसी भी मूलतत्व की संयोजकता की संख्या उन इलेक्ट्रानों की संख्या है जो उस तत्व का परमाणु खोता, पाता या आदान-प्रदान करता है। आगे के उदाहरण से इसे समझाया जा सकता है:

(i) *सोडियम **और क्लोरीन** का संयोजन।* सोडियम का परमाणु एक इलेक्ट्रान खोता है और क्लोरीन का परमाणु यही एक इलेक्ट्रान प्राप्त कर लेती है, इसलिए सोडियम की संयोजकता एक है और क्लोरीन की भी एक ही है।

(ii) *कार्बन **और** हाइड्रोजन का संयोजन।* कार्बन का परमाणु अपने चार इलेक्ट्रान देता है और हाइड्रोजन के परमाणु के चार इलेक्ट्रान लेता है। इस प्रकार कार्बन की संयोजकता चार हुई।

संक्षेप

इलेक्ट्रान एक ऋणात्मक कण है, जिसका द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के 1/1845 के बराबर होता है। *प्रोटान* धनाविष्ट मौलिक कण होता है और इसका एकांक द्रव्यमान होता है।

न्यूट्रान विद्युत उदासीन कण होता है और इसका द्रव्यमान प्रोटान और इलेक्ट्रान के द्रव्यमानों के योग के बराबर होता है। इसका द्रव्यमान लगभग एकांक होता है।

किसी मूलतत्व का *परमाणु एकांक* उसके केंद्रक में उपस्थित न्यूट्रानों और प्रोटानों के जोड़ के बराबर होता है।

किसी *मूलतत्व का परमाणु क्रमांक* उतना ही होता है जितना केन्द्रक में प्रोटानों की संख्या होती है अथवा केन्द्रक के बाहर इलेक्ट्रानों की संख्या होती है। यही केन्द्रक का नेट (net) धनावेश होता है।

रदरफोर्ड के न्यूक्लीय सिद्धांत में, जिसे बोहर ने परिवर्धित किया, कहा गया है:

i) परमाणु में छोटा-सा संहत केन्द्रक होता है जिसमें प्रोट्रान और न्यूट्रॉन होते हैं और प्रोटानों के कारण इसमें धनावेश होता है।

ii) केन्द्रक के चारों ओर काफी अंतराल रहता है।

iii) इस अंतराल में इलेक्ट्रान निश्चित कक्षाओं में घूमते हैं।

iv) कक्षाओं में जो इलेक्ट्रान होते हैं, उनकी संख्या केन्द्रक में प्रोटानों की संख्या के बराबर होती है। इस प्रकार एक परमाणु विद्युत उदासीन होता है।

v) इलेक्ट्रान केन्द्रक से अपेक्षाकृत काफी दूर रहते हैं।

vi) परमाणु का कम-से-कम 99.9 प्र० श० द्रव्यमान केन्द्रक में रहता है। रसायनिक

अभिक्रियाएँ सबसे बाहरी कक्षा में इलेक्ट्रानों के स्थानांतरण या आदान-प्रदान के कारण होती हैं।

इलेक्ट्रानों के स्थानांतरण से वैद्युत संयोजक बंधन उत्पन्न होता है। इलेक्ट्रानों के अदान-प्रदान से सह-संयोजक बंधन उत्पन्न होता है।

किसी मूलतत्व का संयोजकता क्रमांक इलेक्ट्रानों की वह संख्या है जितनी में इलेक्ट्रान खोए या पाए जाते हैं या जितनों का आदान-प्रदान होता है।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. परमाणु में उपस्थित महत्वपूर्ण मौलिक कणों के नाम बताइए।
2. इसका क्या अर्थ होता है :

   i) इलेक्ट्रान ii) प्रोटान iii) न्यूट्रान vi) परमाणु क्रमांक v) केन्द्रक
3. यह भी बताइए कि डाल्टन का परमाणु सिद्धांत क्यों परिवर्धित किया गया।
4. परमाणु की रदरफोर्ड-बोह्र संकल्पना का वर्णन कीजिए। हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन, कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस के परमाणु के उदाहरण देकर इसे स्पष्ट कीजिए।
5. संयोजकता की आधुनिक संकल्पना क्या है? उदाहरण देकर समझाइए।
6. क्या परमाणु वैद्युत उदासीन होता है। यदि हाँ तो क्यों?
7. संयोजकता इलेक्ट्रान क्या होते हैं? रसायनिक अभिक्रियाएँ कैसी होती हैं? उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।
8. निम्नलिखित परमाणुओं में इलेक्ट्रानों, प्रोटानों और न्यूट्रानों की संख्या बताइए :

   i) हाइड्रोजन, ii) हीलियम iii) ऑक्सीजन iv) गंधक (सल्फर)
9. इस कथन की पुष्टि कीजिए कि परमाणु का द्रव्यमान केन्द्रक में सांद्रित होता है।
10. परमाणु की संरचना द्रव्य के मौलिक कणों के ज्ञान पर आधारित होती है। उदाहरण देकर समझाइए।

अध्याय 13

मूलतत्वों का आवर्ती वर्गीकरण

13.1 मूलतत्वों का वर्गीकरण (मैंडलीव की आवर्ती तालिका)

आरंभ में ज्ञात मूलतत्वों की संख्या बहुत कम थी। इस कारण रसायन-शास्त्र का अध्ययन भी सरल था। किन्तु पिछली एक शताब्दी में अधिकाधिक मूलतत्वों की खोज हुई और इस कारण उनके वर्गीकरण की आवश्यकता अनुभव की गई, अन्यथा रसायन का अध्ययन कठिन होता। इस विषय में कुछ आरंभिक प्रयत्न सफल नहीं रहे। सबसे महत्वपूर्ण वर्गीकरण एक रूसी रसायनज्ञ *मैंडलीव* ने किया और इसको *मैंडलीव की आवर्ती प्रणाली* या तालिका का नाम दिया गया। उसने तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारों के क्रम से तालिका में स्थान दिया, किन्तु इस क्रम से रसायनिक गुणों के आधार पर कुछ परिवर्तन भी किया। उसने देखा कि *समान गुणों की आवर्ती* रूप से पुनरावृत्ति होती है। अतः इस तालिका को आवर्ती वर्गीकरण की संज्ञा दी गई।

काफी समय तक मैंडलीव की आवर्ती तालिका उपयोगी बनी रही, किन्तु आगे चलकर नए-नए अनुसंधान होने से परिवर्तन की आवश्यकता पड़ी।

13.2 आवर्ती तालिका

सन् 1914 में एक ब्रिटिश वैज्ञानिक मोसले ने परमाणु क्रमांकों का एक नया विचार सामने रखा। उसने कहा कि मूलतत्वों के रसायनिक गुणों के निर्धारण में परमाणु भारों की अपेक्षा परमाणु क्रमांक अधिक मौलिक हैं। इसलिए ज्ञात मूलतत्वों को बढ़ते हुए परमाणु भारों की अपेक्षा बढ़ते हुए परमाणु क्रमांकों के अनुसार विन्यास किया गया है। नए खोजे गए मूलतत्व भी इस व्यवस्था में ठीक बैठ गए। इसीसे आधुनिक आवर्ती तालिका बनी जिसका आधार है नया आवर्ती नियम। *नया आवर्ती नियम है : 'जब तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु क्रमांकों के अनुसार रखा गया तो यह पाया गया कि उनके गुणों की आवर्ती रूप से पुनरावृत्ति होती है।'* इस चार्ट में मूलतत्व ऐसे वर्गों में रखे गए हैं जिनके गुण समान हैं।

इस तालिका में प्रत्येक तत्व की स्थिति से उसका परमाणु क्रमांक प्रगट होता है। मोसले की एक्स-रे विधि से इस क्रमांक का स्वतंत्र रूप से भी निर्धारण किया जा सकता है। परमाणु क्रमांक धनी आवेशों के बराबर अथवा परमाणु के केंद्रक में प्रोटानों की संख्या के बराबर या केंद्रक के बाहर इलेक्ट्रानों की संख्या के बराबर होता है।

अभी तक के ज्ञात मूलतत्वों का आवर्ती वर्गीकरण पृष्ठ 126-127 पर दिया गया है। इसमें मूल-

तत्वों के सात आवर्त या श्रेणियां (क्षैतिज पंक्तियां) और नौ समूह (खड़े कालम) होते हैं।

वे तत्व जो प्ररूपी मूलतत्व हैं मुख्य समूहों में से हैं और वे जो कि संक्रमण मूलतत्व कहलाते हैं, उपसमूहों में आते है। समूहों को शून्य से 8 तक की संख्या दी गई है और बहुतों के उपसमूह 'क' और 'ख' भी हैं।

इस तालिका की महत्वपूर्ण विशेषता यह है कि एक समूह के तत्वों की एक ही संयोजकता और एक से गुण होते हैं। इसके कुछ उदाहरण इस प्रकार हैं :

i) *ऐसे अक्रिय मूलतत्व जिनकी सबसे बाहरी कक्षा पूर्ण है और रसायनिक क्रिया नहीं करते।*

ii) *वे वैद्युत धनात्मक तत्व जिनके एक, दो या तीन संयोजकता इलैक्ट्रान होते हैं।* ये धातुएँ होती हैं। धनात्मक आयन बनाने के लिए ये इलेक्ट्रान खोते हैं।

iii) *वे वैद्युत ऋणात्मक तत्व जिनके छः या सात संयोजकता इलेक्ट्रान होते हैं।* ये अधातुएँ होती हैं, जैसे ऑक्सीजन, गंधक (सल्फर) और हैलोजन। ऋणात्मक आयन बनाने के लिए ये इलेक्ट्रान ग्रहण करते है। समूह 'क' में जो मूलतत्व हैं वे कुछ सीमा तक उसी क्रमांक के 'ख' समूह के संगत तत्वों से मिलते-जुलते होते हैं।

13.3 श्रेणियों और समूहों में स्थित मूलतत्वों के गुण

श्रेणियों मे जो मूलतत्व स्थित हैं, उनके गुणों में काफी अंतर होता है। एक श्रेणी में जो मूलतत्व हैं उनका परमाणु क्रमांक जैसे-जैसे बढ़ता जाता है, वैसे-वैसे उनके धात्विक अभिलक्षण घटते जाते है। उदाहरण के लिए सोडियम और मैग्नीशियम धातुएँ हैं जबकि गंधक और क्लोरीन अधातुएँ हैं। प्रत्येक श्रेणी पूरी तरह पूर्ववर्ती श्रेणी से मिलती-जुलती होती है। एक समूह में जो मूलतत्व आते हैं उनके गुण आपस में मिलते-जुलते होते हैं किन्तु वे अन्य समूहों के मूलतत्वों के गुणों से भिन्न होते हैं। उदाहरण के लिए समूह 1 में जो तत्व हैं उनके गुण समूह 7 के तत्वों के गुणों से भिन्न होते है। समूह 1 में जो तत्व हैं उनके धातुओं के प्ररूपी गुण होते है और समूह 7 के तत्वों में अधातुओं के गुण होते हैं। एक ही समूह या परिवार के मूलतत्वों के रसायनिक और भौतिक गुण बहुत कुछ समान होते हैं। किन्तु जैसे-जैसे परमाणु क्रमांक बढ़ता जाता है धीरे-धीरे और नियमित रूप से उनके गुणों मे परिवर्तन होता जाता है। गुणों की यह समानता इस कारण होती है कि एक ही समूह के मूलतत्वों की सबसे बाहरी कक्षा अथवा संयोजकता कक्षा में इलेक्ट्रान की व्यवस्था एक जैसी होती है। इस बारे में इस पुस्तक के अगले भागों में अधिक विस्तार से विचार किया जाएगा।

संक्षेप

मैंडलीव ने बढ़ते हुए परमाणु-भार के क्रम से मूलतत्वों का वर्गीकरण किया।

आधुनिक आवर्ती तालिका परमाणु क्रमांकों के आधार पर बनाई गई है।

आवर्ती नियम यह बताता है कि मूलतत्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती कर्म हैं। मूलतत्व बढ़ते हुए परमाणु क्रमाकों के अनुसार व्यवस्थित हैं। वे समूहों और श्रेणियों में रखे गए हैं। खड़े स्तंभों (कालमों) से समूह बनते हैं और क्षैतिज पक्तियों से *श्रेणियाँ* बनती हैं।

समूह नौ और श्रेणियाँ सात हैं।

एक समूह के तत्वों की संयोजकता एक होती है और न्यूनाधिक रूप में उनके गुण भी एक से होते हैं।

एक श्रेणी के तत्वों की परमाणु संरचना भिन्न-भिन्न होती है और उनके गुण भी काफी भिन्न होते हैं।

दोहराने के लिए प्रश्न

1. मूलतत्वों के वर्गीकरण की तालिका की आवश्यकता क्यों पड़ी ?
2. मेंडलीव की आवर्ती तालिका का आधार क्या था ?
3. यह बताइए कि मेंडलीव प्रणाली में परिवर्धन की आवश्यकता क्यों पड़ी ?
4. आधुनिक आवर्ती नियम क्या है ? पुराने नियम से इसमें क्या भिन्नता है ?
5. वर्गीकरण की प्रणालियों को मूलतत्वों का मेंडलीव आवर्ती वर्गीकरण क्यों कहा गया है ?
6. परमाणु क्रमांक का क्या अर्थ है। उदाहरण देकर अपने उत्तर को स्पष्ट कीजिए।
7. मूलतत्वों का समूह क्या होता है ? मूलतत्वों की श्रेणी किसे कहते हैं ? आवर्ती तालिका में कितने समूह हैं।
8. एक समूह के तत्वों के गुण समान होते हैं किन्तु एक श्रेणी के तत्वों के गुण असमान होते हैं, ऐसा क्यों ?
9. इसका क्या अर्थ है कि एक समूह का जो क्रमांक होता है वही उस समूह के मूलतत्वों की संयोजकता होती है ?
10. संक्षेप में बताइए कि आवर्ती प्रणाली में मूलतत्वों के धात्विक अभिलक्षणों में कैसे परिवर्तन होता है। उन तत्वों के नाम बताइए जो सबसे अधिक और सबसे कम अभिक्रियाशील होते हैं।

आवर्त्ती

आवर्त	वर्ग Iक	वर्ग IIक	वर्ग IIIक	वर्ग IVक	वर्ग Vक	वर्ग VIक	वर्ग VIIक	
1	1 हाइड्रोजन **(H)** 1.008							
2	3 लिथियम **(Li)** 6.94	4 बैरिलियम **(Be)** 9.01						
3	11 सोडियम **(Na)** 23.00	12 मैग्नीशियम **(Mg)** 24.3						
4	19 पोटासियम **(K)** 39.1	20 कैल्सियम **(Ca)** 40.1	21 स्कैण्डियम **(Sc)** 45.0	22 टिटानियम **(Ti)** 47.9	23 वेनेडियम **(V)** 50.9	24 क्रोमियम **(Cr)** 52.0	25 मैंगेनीज **(Mn)** 54.9	26 लोहा **(Fe)** 55.8
5	37 रूब्रीडियम **(Rb)** 85.5	38 स्ट्रान्शियम **(Sr)** 87.6	39 इट्रियम **(Y)** 88.9	40 जरकोनियम **(Zr)** 91.2	41 नायोबियम **(Nb)** 92.9	42 मोलिब्डियम **(Mo)** 95.9	43 टैक्नेटियम **(Tc)** 99.00	44 रूथीनियम **(Ru)** 101.1
6	55 सैसियम **(Cs)** 132.9	56 बेरियम **(Ba)** 137.3	57* लेन्थेनम **(La)** 138.9	72 हैफनियम **(Hf)** 178.5	73 टैंटेलम **(Ta)** 180.9	74 टंग्स्टन **(W)** 183.9	75 रीनियम **(Re)** 186.2	76 ऑस्मियम **(Os)** 190.2
7	87 फ्रैन्सियम **(Fr)** 223	88 रेडियम **(Ra)** 226	89** ऐक्टिनियम **(Ac)** 227					
	*लैन्थेनाइड श्रेणी	58 सीरियम **(Ce)** 140.1	59 प्रेजिओडिमियम **(Pr)** 140.9	60 निओडिमियम **(Nd)** 144.2		61 प्रोमेथियम **(Pm)** (147)	62 समेरियम **(Sm)** 150.4	63 यूरोपियम **(Eu)** 152.0
	**ऐक्टीनाइड श्रेणी	90 थोरियम **(Th)** 232.0	91 प्रोटैक्टेनियम **(Pa)** (231)	92 यूरैनियम **(U)** 238.0		93 नेपट्यूनियम **(Np)** (237)	94 प्लूटोनियम **(Pu)** (242)	95 ऐमेरीशियम **(Am)** (243)

टिप्पणी : ब्रैकेट में दिए गए अंक समास्थानिक (Isotope) के परमाणु भार को दर्शाते हैं ।

तालिका

वर्ग VIII		वर्ग Iख	वर्ग IIख	वर्ग IIIख	वर्ग IVख	वर्ग Vख	वर्ग VIख	वर्ग VIIख	वर्ग 0
									2 हीलियम **(He)** 4.00
				5 बोरॉन **(B)** 10.8	6 कार्बन **(C)** 12.01	7 नाइट्रोजन **(N)** 14.01	8 आक्सीजन **(O)** 16.00	9 फ्लूरिन **(F)** 19.0	10 निआॅन **(Ne)** 20.2
				13 एल्युमिनियम **(Al)** 27.0	14 सिलिकॉन **(Si)** 28.1	15 फॉस्फोरस **(P)** 31.0	16 गन्धक **(S)** 32.1	17 क्लोरीन **(Cl)** 35.5	18 आर्गन **(Ar)** 39.9
27 कोबाल्ट **(Co)** 58.9	28 निकल **(Ni)** 58.9	29 ताँबा **(Cu)** 63.5	30 जस्त **(Zn)** 65.4	31 गैलियम **(Ga)** 69.7	32 जर्मेनियम **(Ge)** 72.6	33 आर्सेनिक **(As)** 74.9	34 सिलीनियम **(Se)** 79.0	35 ब्रोमाइन **(Br)** 79.9	36 क्रिपटन **(Kr)** 83.8
45 रोडियम **(Rh)** 102.9	46 पैलेडियम **(Pd)** 1.064	47 चांदी **(Ag)** 107.9	48 कैडमियम **(Cd)** 112.4	49 इंडियम **(In)** 114.8	50 टीन **(Sn)** 118.7	51 एंटीमोनी **(Sb)** 121.8	52 टैल्यूरियम **(Te)** 127.6	53 आयोडिन **(I)** 126.9	54 जेनान **(Xe)** 131.3
77 इरिडियम **(Ir)** 192.2	78 प्लेटिनम **(Pt)** 195.1	79 सोना **(Au)** 197.0	80 पारा **(Hg)** 200.6	81 थैलियम **(Tl)** 204.4	82 सासा **(Pb)** 207.2	83 बिस्मथ **(Bi)** 209.0	84 पोलोनियम **(Po)** (209)	85 ऐस्टेटाइन **(At)** (210)	86 रेडॉन **(Rr)** (222)

64 गैडोलीनियम **(Gd)** 157.3	65 टर्बियम **(Tb)** 158.9	66 डिस्प्रोसियम **(Dy)** 162.5	67 होलमियम **(Ho)** 164.9	68 एरबियम **(Er)** 167.3	69 थूलियम **(Tm)** 168.9	70 इटर्बियम **(Yb)** 173.0	71 ल्यूटिशियम **(Lu)** 175.0
96 क्यूरियम **(Cm)** (247)	97 बर्केलियम **(Bk)** (245)	98 केलिफोर्नियम **(Cf)** (251)	99 आइन्सटाइनियम **(Es)** (254)	100 फर्मियम **(Fm)** (253)	101 मेंडेलेवियम **(Md)** (256)	102 नोबेलियम **(No)** (254)	103 लारेंसियम **(Lw)** (257)

परिशेषिका

कुछ महत्वपूर्ण वस्तुनिष्ठ प्रश्न

1. निम्नलिखित कथनों के अलग-अलग कारण बताते हुए समीक्षा कीजिए :

   i) वायु ऑक्सीजन और नाइट्रोजन का यौगिक है।

   ii) कार्बन डाइऑक्साइड यौगिक नहीं बल्कि कार्बन और ऑक्सीजन का मिश्रण है।

   iii) ऑक्सीजन जीवन की सहायक है।

   iv) श्वास के साथ भीतर जाने वाली वायु में बाहर निकलने वाली वायु की अपेक्षा अधिक ऑक्सीजन होती है।

   v) श्वास के साथ बाहर निकलने वाली वायु में भीतर जाने वाली वायु की अपेक्षा अधिक कार्बन डाइऑक्साइड होती है।

2. कारण देते हुए समझाएँ, ऐसा क्यों होता है :

   i) नदी के पानी में साबुन के घोल में झाग काफी उठते हैं।

   ii) समुद्र के पानी में साबुन के घोल से झाग उठने के बजाए गाढ़ा अवक्षेप बनता है।

   iii) जब पानी का वैद्युत अपघटन होता है तो इससे ऑक्सीजन और हाइड्रोजन निकलती है जो आयतन के अनुसार 1 : 2 के अनुपात में होती है और भार के अनुसार 8 : 1 के अनुपात में।

   iv) पानी एक यौगिक है, और ऑक्सीजन और हाइड्रोजन मूलतत्व।

   v) जब गर्म लोहे की रेतनों पर से भाप गुजारी जाती है तो हाइड्रोजन निकलती है।

3. यह बताइए कि नीचे लिखे कथनों में से कौन-से सही हैं। जो गलत हैं उन्हें ठीक कीजिए। प्रत्येक के बारे में कारण बताइए :

   i) हीरा (डायमंड), ग्रेफाइट और कोयला (चारकोल) एक ही मूलतत्व के भिन्न-भिन्न प्रकार हैं।

ii) जीवन के लिए कार्बन डाइआक्साइड गैस अनिवार्य है। कार्बन ऊर्जा का स्रोत है।

iii) कार्बन डाइआक्साइड ज्वलनशील गैस है और कार्बन मोनोआक्साइड प्रज्वलन में सहायक होती है।

4. नीचे लिखे कथनों को ठीक कीजिए और प्रत्येक के बारे में कारण दीजिए :

i) गंधक (सल्फर) पानी में घुल जाती है।

ii) सल्फर डाइआक्साइड पानी में घुल जाती है, जिससे क्षारीय घोल बनता है।

iii) जब सल्फर डाइआक्साइड को बिना बुझे चूने पर से गुजारा जाता है तो यह सूख जाती है।

iv) जब सल्फर (गंधक) को वायु में जलाया जाता है तो हाइड्रोजन सल्फाइड बन जाता है।

5. बताइए कि नीचे लिखे कथनों में कौन-से सही हैं। जो गलत हैं उन्हें ठीक कीजिए। प्रत्येक के बारे में कारण दीजिए :

i) फॉस्फोरस धातु है।

i) फॉस्फोरस प्रकृति के शुद्ध रूप में मिलती है।

iii) लाल फॉस्फोरस सफेद फॉस्फोरस से अधिक विषैली होती है।

iv) जब फॉस्फोरस को वायु में जलाया जाता है तो इससे जो उत्पाद बनता है, वह पानी में घुल जाता है और उससे अम्लीय घोल बनता है।

v) स्फुरदीप्ति (फॉस्फोरेसेंस) फॉस्फोरस के मंद ऑक्सीकरण की प्रक्रिया है।

6. निम्नलिखित कथनों को ठीक कीजिए :

i) सभी धातुएँ ठोस मूलतत्व हैं।

ii) ऐल्युमिनियम धातु प्रकृति में शुद्ध रूप में मिलती है।

iii) सभी धातुएँ अम्लों और क्षारों में घुल जाती हैं।

iv) लोहे के लवण के घोल में से ताँबा लोहे को विस्थापित कर देता है और जस्त चाँदी को विस्थापित कर देता है।

v) सोना हाइड्रोक्लोरिक एसिड और नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है।

7. नीचे लिखे कथनों को पूरा कीजिए :

i) अम्ल क्षारक से अभिक्रिया करके—और—बनाता है।

ii) अम्ल—लिटमस को—बना देता है और क्षारक घोल—लिटमस को—कर देता है।

iii) नमक—और—से बनता है।

iv) जब नाइटर को सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गर्म किया जाता है तो—और—बनते हैं।

v) जब नमक के घोल को सिल्वर नाइट्रेट में मिलाया जाता है तो इससे—बनता है और

ठोस नमक जब सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड में मिलाया जाता है तो—बनता है।

vi) जब कॉपर सल्फेट के क्रिस्टल गर्म किए जाते हैं तो—और—निकलते हैं। जब संलीन कैल्शियम क्लोराइड नम वायु को प्रभाव्य किया जाता है तो यह—को सोख लेता है और—हो जाता है। ग्लावर साल्ट जब वायु को प्रभाव्य होता है तो इससे—निकलता है और यह—हो जाता है।

vii) जब जिप्सम को 120° सें० तक गर्म किया जाता है तो—बनता है और यह उत्पाद पानी के साथ मिलकर—होगा।

8. निम्नलिखित कथनों को पूरा कीजिए :

i) नैफ्थलीन—है और—के काम आता है।

ii) कार्बनिक यौगिकों में—अनिवार्य अवयव होता है।

iii) सक्रोज—है और जब इसे सांद्रित सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गर्म किया जाता है तो —बनता है।

9. नीचे लिखे कथनों को पूर्ण कीजिए :

i) द्रव्य के सबसे छोटे कण को—कहते है और एक दो या अधिक परमाणुओं के समूह को—कहते हैं।

ii) एक ही मूलतत्व के परमाणु—होते है और भिन्न-भिन्न तत्वों के—होते हैं।

iii) 2·4 ग्राम मैग्नीशियम 1·6 ग्राम ऑक्सीजन से मिलकर—ग्राम मैग्नीशियम ऑक्साइड बनाता है।

iv) रसायनिक सूत्र में मूलतत्वों के—रहते हैं।

v) जल—और—से मिलकर बनता है जो आयतन के अनुसार—अनुपात में और भार के अनुसार—अनुपात में होती हैं।

vi) सल्फ्यूरिक एसिड का अणु सूत्र—है और चूने के पत्थर (लाइम स्टोन) का—है।

10. नीचे लिखे कथनों को पूरा कीजिए :

i) जब चूने के पत्थर को गर्म किया जाता है तो—और—बनते हैं।

ii) जब पोटासियम क्लोरेट को गर्म किया जाता है तो—और—निकलते हैं।

iii) जब रेड लेड को गर्म किया जाता है तो—और—बनते हैं।

iv) जब सिल्वर नाइट्रेट को नमक के साथ मिलाया जाता है तो—और—बनते हैं।

v) जब अमोनियम क्लोराइड को गर्म किया जाता है तो यह—है।

vi) जब संलीन गंधक (सल्फर) और लोहे की रेतनों को मिलाया जाता है तो—बनता है।

11. इन कथनों को ठीक कीजिए :

i) परमाणु भार × संयोजकता = तुल्य भार ।

ii) 12 ग्राम मैग्नीशियम और 16 ग्राम ऑक्सीजन के संयोजन से 28 ग्राम मैग्नीशियम ऑक्साइड बनता है ।

iii) सल्फ्यूरिक एसिड का अणु भार 100 होता है ।

iv) मैग्नीशियम का तुल्य भार $= \frac{\text{मैग्नीशियम का भार}}{\text{संयुक्त ऑक्सीजन का भार}} \times 16$

v) मैग्नीशियम की संयोजकता 3 होती है ।

vi) जब 12 ग्राम मैग्नीशियम की अधिक H_2SO_2 से अभिक्रिया की जाती है तो 2 ग्राम हाइड्रोजन बनती है ।

12. बताइए कि निम्नलिखित में से कौन से वक्तव्य ठीक हैं और जो गलत है उन्हें ठीक कीजिए :

i) ऑक्सीजन परमाणु का परमाणु क्रमांक 8 है और इसमें 8 न्यूट्रान होते हैं । ऑक्सीजन का परमाणु द्रव्यमान 8 है ।

ii) ऑक्सीजन की संयोजकता 4 है और गंधक की 2 है ।

iii) सोडियम का परमाणु द्रव्यमान 23 है, इसका परमाणु क्रमांक 11 और इसकी संयोजकता 1 है ।

iv) कार्बन का परमाणु क्रमांक 6 और इसकी संयोजकता 4 है ।

v) कैल्सियम का परमाणु क्रमांक 20 है और संयोजकता 2 है ।

13. इन कथनों को ठीक कीजिए :

i) सोडियम की संयोजकता एक है और आवर्ती तालिका में इसका स्थान सातवें समूह में है ।

ii) क्लोरीन की संयोजकता एक है और आवर्ती तालिका के पहले समूह में इसका स्थान है ।

iii) ऐल्युमिनियम की सयोजकता 3 है और आवर्ती तालिका के तीसरे समूह में इसका स्थान है ।